

Л.Н. ЛИСАЧУК, Л.С. ФЕДОРОВА, И.А. РАЛИТНАЯ

ОСНОВЫ ХИМИИ ВОПРОСЫ, ОТВЕТЫ, ТЕСТЫ

**Учебное пособие
для иностранных студентов**

**Утверждено
редакционно-издательским
советом университета,
протокол №3 от 03.12.2008 г.**

Харьков НТУ «ХПИ», 2009

ББК 24 я 729
Л 64
УДК 54 (07)

Рецензенты:

И.Н. Вьюнник, доктор химических наук, проф., зав. каф. неорганической химии Харьковского национального университета им. В.Н. Каразина;

В.И. Груцян, канд. физ.-мат. наук, доцент, зам. директора Центра международного образования Харьковского национального университета им. В.Н. Каразина;

В.В. Болотов, д-р химических наук, проф., зав. каф. аналитической химии Национального фармацевтического университета.

У посібнику надано необхідний обсяг навчального матеріалу з курсу загальної хімії. Кожна тема містить теоретичний матеріал, представлений у формі відповідей на запитання, а також тестові завдання.

Призначено для іноземних студентів підготовчих факультетів.

Лисачук Л.Н. и др.

Л 64 Основы химии. Вопросы, ответы, тесты: Учебное пособие/Л.Н. Лисачук, Л.С. Федорова, И.А. Ралитная. – Харьков: НТУ «ХПИ», 2009. – 262 с.– На рус. яз.

ISBN

В пособии представлен необходимый объем учебного материала по курсу общей химии. По каждой теме изложены теоретические основы, представленные в форме ответов на вопросы, а также тестовые задания.

Пособие предназначено для иностранных студентов подготовительных факультетов.

Ил. 10. Табл. 8. Библиогр. названий 9.

ББК 24 я 729

ISBN

© Л.Н. Лисачук, Л.С. Федорова, И.А. Ралитная, 2009 г.
© НТУ «ХПИ», 2009 г.
© Т.С. Космачева макет и оформление, 2009 г.

ПРЕДИСЛОВИЕ

Данное учебное пособие предназначено для иностранных студентов подготовительных факультетов инженерно-технического и медико-биологического профилей обучения.

Пособие составлено в соответствии с действующей программой по химии для подготовительных факультетов и ориентировано прежде всего на активную самостоятельную внеаудиторную работу иностранных студентов.

Цель предлагаемого пособия – помочь студентам в закреплении, повторении, само- и взаимоконтроле знаний, а также в усвоении терминологии курса химии.

Для успешного перехода к дальнейшему обучению в вузе по кредитно-модульной системе, где одной из главных форм учебного процесса является самостоятельная работа студентов, необходимо начинать вырабатывать навыки самостоятельной работы уже на этапе пропедевтического обучения. Поэтому, наряду с умением говорить, читать, понимать текст учебника, студенты должны правильно формулировать ответы на поставленные вопросы и успешно выполнять тестовые задания.

Структурно пособие разделено на две части, первая из которых представляет учебный материал в форме вопросов и ответов на них, а вторая – тестовые задания.

Форма подачи учебной информации в виде ответов на вопросы способствует не только глубокому усвоению конкретных разделов химии, но и закреплению словоформ, словосочетаний и конструкций научного стиля речи, при-

ПРЕДИСЛОВИЕ

обретению навыков продуцирования речи. Наличие ответов также даёт возможность студентам организовать само- и взаимоконтроль знаний и определить степень своей подготовки к контрольным работам.

Благодаря разнообразию тестовых заданий их можно использовать как для организации самостоятельной работы студентов дома, так и во всех звеньях учебного процесса.

Пособие выполняет двойную функцию – обучающую и контролирующую. Одной из задач предлагаемого пособия является также активизация процесса самообучения студентов, развитие их собственной инициативы и познавательной активности, привитие студентам навыков работы с литературой по химии и умение самим оценивать уровень своих знаний.

Авторы выражают искреннюю благодарность всем, кто принимал участие в подготовке и издании пособия.

КАК ПОЛЬЗОВАТЬСЯ КНИГОЙ

УВАЖАЕМЫЕ СТУДЕНТЫ!

Эта книга поможет вам закрепить, повторить и самостоятельно проверить свои знания по химии при подготовке к контрольным работам, зачётам и экзаменам.

В книге приведены вопросы по основным темам курса химии и даны ответы на них. Вопросы выделены **жирным шрифтом**.

Работать с книгой мы советуем по следующему плану:

Сначала изучите учебный материал конкретной темы по учебнику и конспекту. Если при этом у вас возникнут затруднения, обратитесь за помощью к преподавателю.

Затем проверьте свои знания. Для этого внимательно прочитайте вопрос, приведённый в книге, и попытайтесь самостоятельно ответить на него.

Сравните свой ответ с ответом в книге. Если ваш ответ соответствует ответу в книге, это значит, что вы понимаете поставленный вопрос и можете правильно сформулировать ответ на него. Следовательно, вы готовы к проверке ваших знаний преподавателем.

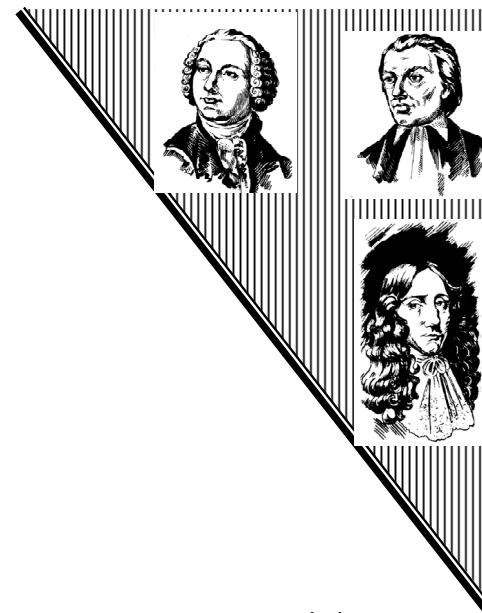
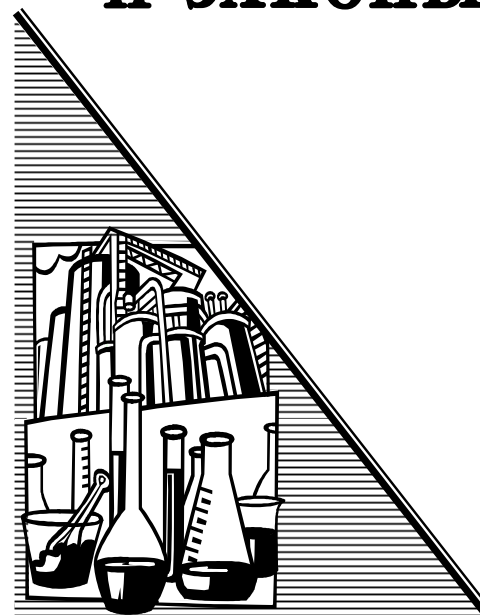
Если же ваш ответ не соответствует ответу в книге, значит, вы недостаточно глубоко усвоили материал и не готовы к контролю знаний. В таком случае вам необходимо ещё раз изучить материал данной темы по учебнику и конспекту.

Желаем вам успехов в учёбе!

АВТОРЫ



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



1. Что изучает химия?

Химия изучает вещества, их свойства, строение и превращения.

2. Что такое химический символ элемента?

Химический символ элемента – это одна или две буквы латинского названия элемента.

3. Что обозначает химический символ?

Химический символ обозначает:

- какой это элемент;
- один атом элемента.

4. На какие две группы делятся свойства веществ?

Свойства веществ делятся на химические и физические.

5. Что такое физические свойства вещества?

Физические свойства вещества – это агрегатное состояние (при данных условиях), цвет, вкус, запах, температура кипения, температура плавления, плотность, растворимость.

6. Что такое химические свойства вещества?

Химические свойства вещества – это свойства вещества превращаться в другие вещества.

7. Что показывает химическая формула вещества?

Химическая формула показывает состав вещества.

8. Что показывает индекс в формуле вещества?

Индекс показывает, сколько атомов данного элемента содержится в молекуле вещества.

9. Различают качественный и количественный состав вещества.

Что показывает качественный состав вещества?

Качественный состав вещества показывает, из каких элементов состоит вещество. *Например:*

формула вещества H_2SO_4 . Качественный состав вещества – водород, сера, кислород.

10. Что показывает количественный состав вещества?

Количественный состав вещества показывает, сколько атомов каждого элемента содержится в молекуле вещества. *Например:*

формула вещества H_2SO_4 . Количественный состав молекулы вещества – два атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода.

11. Цифра перед формулой вещества или перед символом элемента – это коэффициент.

Что показывает коэффициент?

Коэффициент показывает число молекул или число отдельных атомов. *Например:*

- 3H_2 – это три молекулы водорода;
- 3H – это три отдельных атома водорода.

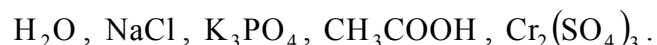
12. Что такое простые вещества?

Простые вещества – это вещества, которые состоят из атомов одного элемента. *Например:*



13. Что такое сложные вещества?

Сложные вещества – это вещества, которые состоят из атомов разных элементов. *Например:*



14. Что такое атомно-молекулярная теория?

Атомно-молекулярная теория – это теория о строении (структуре) вещества.

15. Что такое молекула?

Молекула – это наименьшая частица вещества, которая имеет его химические свойства.

16. Что такое химический элемент?

Химический элемент – это один вид атомов.

17. Что такое атом?

Атом – это наименьшая частица элемента, которая имеет его свойства.

18. Что такое абсолютная масса атома?

Абсолютная масса атома (m_a) – это масса атома в граммах или килограммах. *Например:*

$$m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г, или } 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

19. В каких единицах выражают массу атома в химии?

В химии массу атома выражают в атомных единицах массы (*а.е.м.*).

20. Что такое атомная единица массы?

Атомная единица массы (*а.е.м.*) – это $\frac{1}{12}$ (одна двенадцатая) часть абсолютной массы атома углерода.

21. Абсолютную или относительную массу атома используют в химии?

В химии используют относительную атомную массу.

22. Что такое относительная атомная масса элемента?

Относительная атомная масса элемента (A_r) – это отношение абсолютной массы атома элемента к атомной единице массы: $A_r = \frac{m_a}{a.e.m.}$.

23. Что показывает относительная атомная масса?

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз абсолютная масса атома больше, чем атомная единица массы.

24. Что такое абсолютная масса молекулы?

Абсолютная масса молекулы (m_m) – это масса молекулы в граммах или килограммах.

25. Абсолютную или относительную массу молекулы используют в химии?

В химии используют относительную молекулярную массу.

26. Что такое относительная молекулярная масса вещества?

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) – это отношение абсолютной массы молекулы вещества к атомной единице массы: $M_r = \frac{m_m}{a.е.м.}$.

27. Что показывает относительная молекулярная масса?

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы больше, чем атомная единица массы.

28. Чему равна относительная молекулярная масса вещества?

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех атомов, из которых состоит молекула. *Например:*

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

29. Что такое количество вещества?

Количество вещества (n или ν) – это физическая величина, которая определяет число структурных частиц (молекул, атомов, электронов или других частиц).

30. В каких единицах выражают количество вещества?

Количество вещества выражают в молях.

31. Что такое моль?

Моль – это количество вещества (порция вещества), которое содержит столько структурных частиц,

ТЕМА I

сколько содержится атомов в 12 г (в двенадцати граммах) углерода.

32. Сколько структурных частиц (молекул, атомов, ионов или других частиц) содержит 1 моль вещества?

Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных частиц.

33. Что такое молярная масса вещества?

Молярная масса вещества (M) – это физическая величина, которая равна отношению массы вещества к количеству вещества: $M = \frac{m}{\nu}$.

34. Что характеризует молярная масса?

Молярная масса характеризует массу одного моля вещества.

35. В каких единицах выражают молярную массу?

Молярную массу выражают в килограммах на моль (кг/моль) или в граммах на моль (г/моль).

36. Чему равно числовое значение молярной массы вещества?

Числовое значение молярной массы вещества равно числовому значению его относительной молекулярной массы. *Например:*

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18, \text{ а } M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

37. Что такое валентность?

Валентность – это способность атомов данного эле-

мента присоединять определённое число атомов других элементов.

38. Какое правило надо знать, чтобы проверить формулу бинарного соединения?

В бинарном соединении произведение валентности на число атомов одного элемента равно произведению валентности на число атомов другого элемента.

Например: $\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2 \overset{\text{II}}{\text{O}}_3 \Rightarrow 3 \cdot 2 = 2 \cdot 3.$

39. Что такое массовая доля?

Массовая доля (W) – это физическая величина, которая равна отношению массы компонента к массе

всей системы: $W = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{системы})}.$

40. Чему равна массовая доля элемента?

Массовая доля элемента равна отношению массы элемента в молекуле вещества к массе молекулы:

$$W(\text{элемента}) = \frac{m(\text{элемента})}{M_r} = \frac{n \cdot A_r(\text{элемента})}{M_r},$$

где n – число атомов элемента в молекуле;

A_r – относительная атомная масса элемента;

M_r – относительная молекулярная масса.

41. Что такое явление?

Явление – это любое изменение в природе.

42. Что такое физическое явление?

Физическое явление – это явление, при котором

вещество не изменяется.

43. Что может изменяться при физических явлениях?

При физических явлениях может изменяться агрегатное состояние вещества, форма, объём, положение тела.

44. Что такое химическое явление?

Химическое явление (химическая реакция) – это явление, при котором одни вещества превращаются в другие вещества.

Например: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow.$

45. Как формулируется закон сохранения массы веществ?

Закон сохранения массы веществ формулируется так: масса веществ, которые вступают в реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.

46. Что такое химическое уравнение?

Химическое уравнение – это выражение (запись) химической реакции с помощью химических формул.

Например: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$

47. Какие вещества называются исходными веществами (реагентами)?

Исходными веществами (реагентами) называются вещества, которые вступают в реакцию.

48. В какой части уравнения, правой или левой, пишут формулы веществ, которые вступают в реакцию?

Формулы веществ, которые вступают в реакцию, пишут в левой части уравнения.

49. Какие вещества называются продуктами реакции (конечными веществами)?

Продуктами реакции (конечными веществами) называются вещества, которые образуются в результате реакции.

50. В какой части уравнения, правой или левой, пишут формулы продуктов реакции?

Формулы продуктов реакции пишут в правой части уравнения.

51. На основе какого закона составляют химические уравнения?

Химические уравнения составляют на основе закона сохранения массы веществ.

52. Что такое реакции соединения?

Реакции соединения – это реакции, при которых из нескольких веществ образуется одно сложное вещество. *Например:*

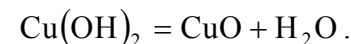


53. Что такое реакции разложения?

Реакции разложения – это реакции, при которых из

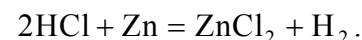
ТЕМА I

одного сложного вещества образуются несколько веществ. *Например:*



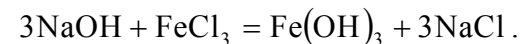
54. Что такое реакции замещения?

Реакции замещения – это реакции, при которых атомы простого вещества замещают атомы элемента в молекуле сложного вещества. *Например:*



55. Что такое реакции обмена?

Реакции обмена – это реакции, при которых сложные вещества обмениваются своими составными частями. *Например:*



56. Что такое тепловой эффект реакции?

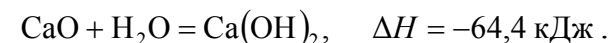
Тепловой эффект реакции (ΔH) – это количество энергии (теплоты), которое выделяется или поглощается при химической реакции.

57. Какие значения может иметь тепловой эффект реакции?

Тепловой эффект реакции может иметь положительные ($\Delta H > 0$) и отрицательные ($\Delta H < 0$) значения.

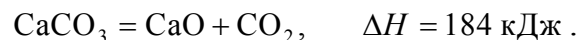
58. Что такое экзотермические реакции?

Экзотермические реакции – это реакции, при которых теплота выделяется. *Например:*



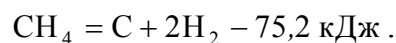
59. Что такое эндотермические реакции?

Эндотермические реакции – это реакции, при которых теплота поглощается. *Например:*



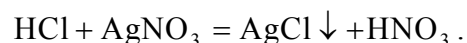
60. Что такое термохимическое уравнение?

Термохимическое уравнение – это химическое уравнение, в котором указывают тепловой эффект реакции. *Например:*



61. Какие реакции называются необратимыми?

Необратимыми реакциями называются реакции, которые идут только в одном направлении (слева направо). *Например:*



62. Какие реакции называются обратимыми?

Обратимыми реакциями называются реакции, которые идут одновременно в двух противоположных направлениях (слева направо и справа налево).

Например: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3.$

63. Как формулируется закон Авогадро?

Закон Авогадро формулируется так:

в одинаковых объёмах разных газов при одинако-

ТЕМА I

вых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

64. Что такое молярный объём газа?

Молярный объём газа (V_m) – это физическая величина, которая равна отношению объёма газа к количеству вещества: $V_m = \frac{V}{\nu}.$

65. Что определяет молярный объём газа?

Молярный объём газа определяет объём, который занимает 1 моль любого вещества в газообразном состоянии.

66. Какие условия называются нормальными?

Нормальными условиями (н.у.) называются температура 273 К (0 °С) и давление 101325 Па (1 атм.).

67. Какой объём занимает 1 моль молекул любого газа при нормальных условиях?

Моль молекул любого газа при нормальных условиях занимает объём, приблизительно равный 0,0224 м³ (или 22,4 л).

68. Все ли вещества подчиняются закону Авогадро?

Закону Авогадро подчиняются газы и другие вещества, которые находятся в газообразном состоянии.

69. Газы не всегда подчиняются закону Авогадро.

При каких условиях газы не подчиняются закону Авогадро?

При низких температурах и высоких давлениях газы не подчиняются закону Авогадро.

70. Что такое относительная плотность газа?

Относительная плотность газа (D) – это отношение массы одного газа к массе такого же объёма другого газа при одинаковых условиях: $D = \frac{m_1}{m_2}$.

71. Что показывает относительная плотность газа?

Относительная плотность газа показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого.

72. Чему равна относительная плотность газа по водороду?

Относительная плотность газа по водороду равна отношению молярной массы газа к молярной массе водорода: $D_{H_2} = \frac{M(\text{газа})}{M(H_2)}$, или $D_{H_2} = \frac{M(\text{газа})}{2}$.

73. Что показывает относительная плотность газа по водороду?

Относительная плотность газа по водороду показывает, во сколько раз данный газ тяжелее, чем водород.

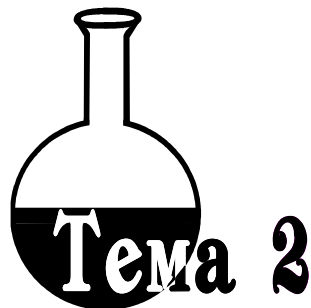
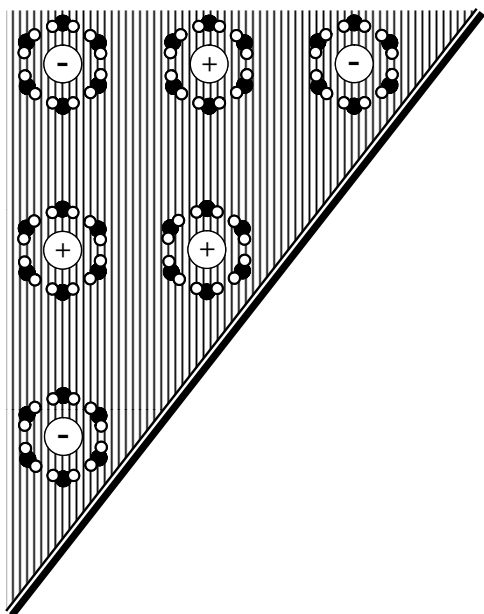
74. Чему равна относительная плотность газа по воздуху?

Относительная плотность газа по воздуху равна отношению молярной массы газа к молярной массе

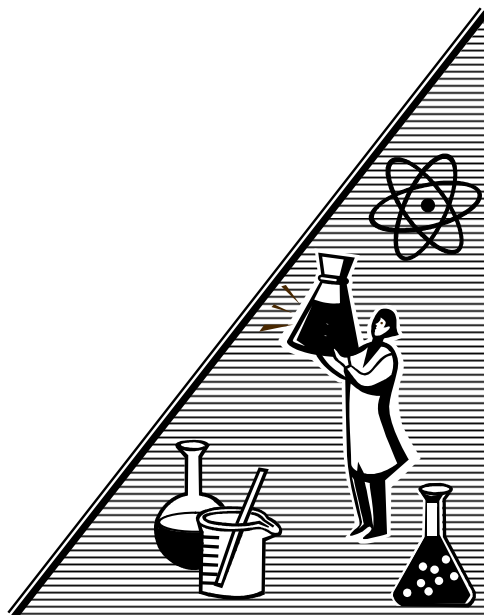
$$\text{воздуха: } D_{\text{возд.}} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{возд.})}, \text{ или } D_{\text{возд.}} = \frac{M(\text{газа})}{29}.$$

75. Что показывает относительная плотность газа по воздуху?

Относительная плотность газа по воздуху показывает, во сколько раз данный газ тяжелее или легче, чем воздух.



РАСТВОРЫ



ТЕМА 2

1. Что такое раствор?

Раствор – это однородная система, которая состоит из двух или более компонентов.

2. Какие бывают растворы в зависимости от агрегатного состояния?

В зависимости от агрегатного состояния растворы бывают жидкие, твёрдые и газообразные.

3. Что такое растворимость?

Растворимость – это способность вещества растворяться в воде или в другом растворителе.

4. На какие три группы делят вещества в зависимости от растворимости?

В зависимости от растворимости вещества делят на три группы:

- растворимые (р);
- малорастворимые (м);
- нерастворимые (н).

5. Что такое коэффициент растворимости?

Коэффициент растворимости – это максимальное число граммов вещества, которое может при данной температуре раствориться в 100 граммах растворителя.

6. Какой раствор называется насыщенным?

Насыщенным называется раствор, в котором вещество при данной температуре больше не растворяется.

7. Какой раствор называется ненасыщенным?

Ненасыщенным называется раствор, в котором вещество при данной температуре ещё может растворяться.

8. В зависимости от количественного соотношения растворённого вещества и растворителя различают разбавленные и концентрированные растворы.

Что такое разбавленный раствор?

Разбавленный раствор – это раствор, в котором содержится мало растворённого вещества.

9. Что такое концентрированный раствор?

Концентрированный раствор – это раствор, в котором содержится много растворённого вещества.

10. Согласно химической (гидратной) теории растворов Д.И. Менделеева, растворение – это сложный физико-химический процесс.

Какие процессы происходят при растворении вещества?

При растворении происходят следующие процессы:

- взаимодействие растворённого вещества с растворителем (сольватация);
- разрушение структуры растворяемого вещества;
- диффузия растворённого вещества в объёме растворителя.

11. Что такое сольватация?

Сольватация – это взаимодействие растворённого вещества с растворителем.

12. Что такое сольваты?

Сольваты – это продукты взаимодействия растворённого вещества с растворителем.

13. Что такое гидратация?

Гидратация – это взаимодействие растворённого вещества с водой.

14. Что такое гидраты?

Гидраты – это продукты взаимодействия растворённого вещества с водой.

15. Что такое кристаллогидраты?

Кристаллогидраты – это твёрдые вещества, которые содержат определённое число молекул воды.

Например: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

16. Как называется вода, которая содержится в кристаллогидратах?

Вода, которая содержится в кристаллогидратах, называется кристаллизационной.

17. Что такое концентрация?

Концентрация – это физическая величина, которая определяет количественный состав раствора.

18. Что показывает процентная концентрация?

Процентная концентрация показывает число граммов вещества, которое содержится в 100 г раствора.

19. Что такое массовая доля растворённого вещества?

Массовая доля растворённого вещества ($W(\text{в} - \text{ва})$) – это отношение массы вещества к массе раствора:

$$W(\text{в} - \text{ва}) = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})}.$$

20. Как выражают массовую долю растворённого вещества?

Массовую долю растворённого вещества выражают в долях единицы $W(\text{в} - \text{ва}) = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})}$ или

$$\text{в процентах } W(\text{в} - \text{ва}) = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})} \cdot 100\%.$$

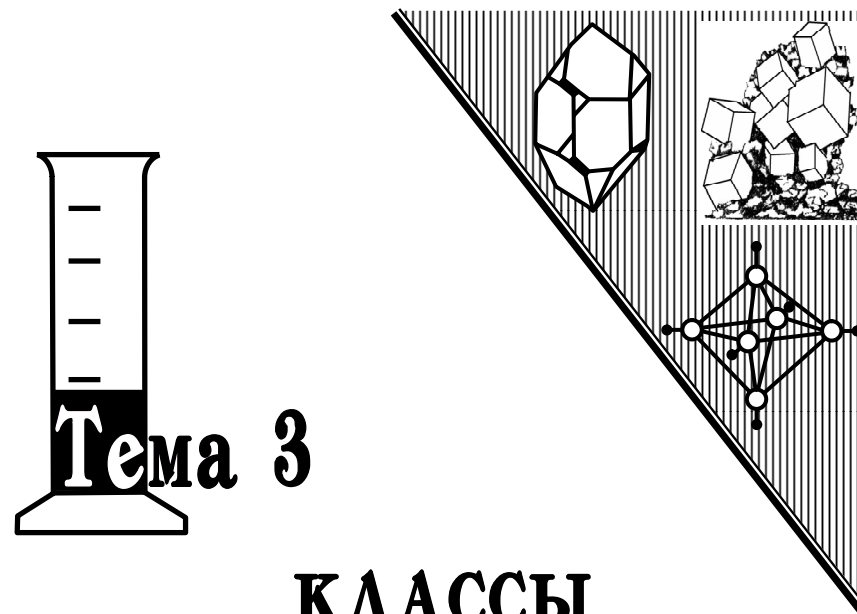
21. Что такое молярная концентрация?

Молярная концентрация (C) – это физическая величина, которая равна отношению количества растворённого вещества к объёму раствора: $C = \frac{\nu}{V}$.

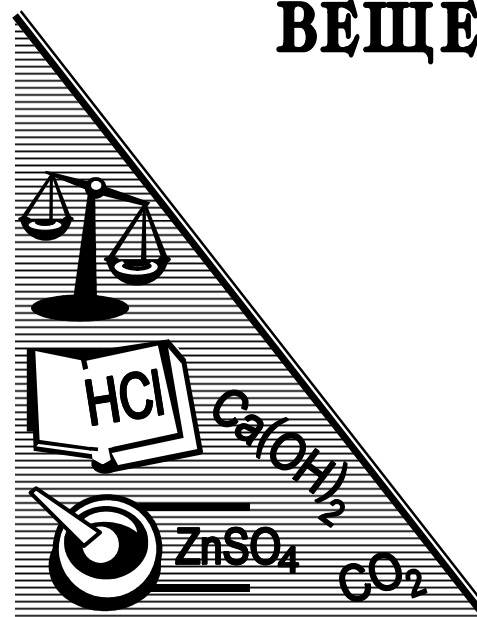
22. В каких единицах выражают молярную концентрацию?

Молярную концентрацию выражают в молях на кубический метр (моль/м^3) или в молях на литр (моль/л). На практике чаще применяют кратную единицу – моль/л . Например:

если 1 л раствора хлороводородной кислоты HCl содержит 2 моль HCl , значит молярная концентрация HCl в растворе равна 2 моль/л .



КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



3.1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

1. Что такое классификация?

Классификация – это распределение предметов, явлений, веществ по классам (группам) в зависимости от их общих признаков.

2. На какие две группы делятся неорганические вещества в зависимости от их состава?

В зависимости от состава неорганические вещества делятся на простые и сложные.

3. На какие группы делятся простые вещества по свойствам?

Простые вещества по свойствам делятся на металлы и неметаллы.

4. На какие классы делятся сложные вещества по составу и химическим свойствам?

По составу и химическим свойствам сложные вещества делятся на четыре класса:

1. Оксиды (Na_2O , N_2O_3 , FeO , Al_2O_3).
2. Основания (NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4OH).
3. Кислоты (HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCN).
4. Соли (NaCl , BaSO_4 , CuOHCl , Na_2HPO_4).

5. Что такое химическая номенклатура?

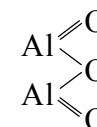
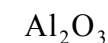
Химическая номенклатура – это совокупность правил составления химических формул и способов названия химических веществ.

3.2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, НАЗВАНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

1. Что такое оксиды?

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород.

Например: CO_2 , P_2O_5 , FeO , Al_2O_3 . В оксидах атомы кислорода не соединяются друг с другом:



2. Как называются соединения кислорода с другими элементами, в которых атомы кислорода соединяются друг с другом?

Соединения кислорода с другими элементами, в которых атомы кислорода соединяются друг с другом, называются пероксидами. Например:

- H_2O_2 – пероксид водорода ($\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$);
- Na_2O_2 – пероксид натрия ($\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$);
- BaO_2 – пероксид бария ($\text{Ba} \begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{array}$).

3. Как образуют названия оксидов?

Названия оксидов образуют так:

к слову «оксид» прибавляют название элемента в родительном падеже. Если элемент, который образует

оксид, имеет переменную валентность, то в скобках после названия элемента указывают валентность элемента в данном оксиде. *Например:*

BaO – оксид бария, MgO – оксид магния,
Cu₂O – оксид меди (I), CuO – оксид меди (II),
N₂O₃ – оксид азота (III).

4. На какие две группы делятся оксиды по химическим свойствам?

По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие.

5. Какие оксиды называются солеобразующими?

Солеобразующими оксидами называются оксиды, которые образуют соли при химических реакциях.

Например: CO₂, Na₂O, CuO, P₂O₅, CaO.

6. Какие оксиды называются несолеобразующими?

Несолеобразующими оксидами называются оксиды, которые не образуют солей при химических реакциях.

Например: N₂O, NO, CO, SiO.

7. На какие три группы делятся солеобразующие оксиды по химическим свойствам?

По химическим свойствам солеобразующие оксиды делятся на:

- основные;
- кислотные;
- амфотерные.

8. Какие оксиды называются основными?

Основными оксидами называются оксиды, которые образуют соли с кислотами или с кислотными оксидами.

9. Какие элементы, металлы или неметаллы, образуют основные оксиды?

Основные оксиды образуют только металлы.

10. Какие оксиды являются основными?

Основными оксидами являются:

- оксиды щелочных металлов, т.е. оксиды металлов подгруппы IA периодической системы.

Например: Li₂O, Na₂O, K₂O, Rb₂O;

- оксиды металлов подгруппы IIA, кроме Be.

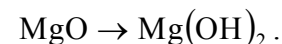
Например: MgO, CaO, SrO, BaO;

- оксиды других металлов в их низшей валентности.

Например: FeO, Cu₂O, CrO, MnO.

11. Что соответствует основному оксиду?

Основному оксиду соответствует основание:



Это значит, что в реакции основной оксид ведёт себя как соответствующее ему основание.

12. Какие оксиды называются кислотными?

Кислотными оксидами называются оксиды, которые образуют соли с основаниями или с основными оксидами.

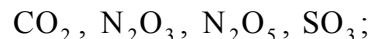
13. Какие элементы, металлы или неметаллы, образуют кислотные оксиды?

Кислотные оксиды образуют металлы и неметаллы.

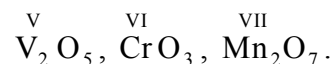
14. Какие оксиды являются кислотными?

Кислотными оксидами являются:

– оксиды неметаллов. *Например:*

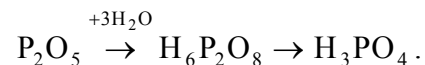
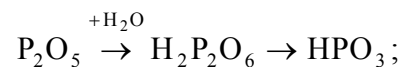
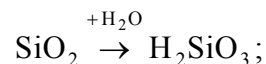
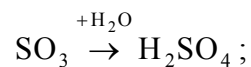
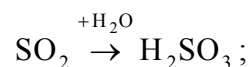
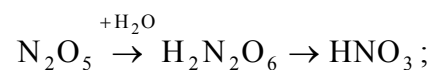
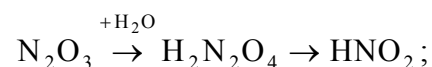
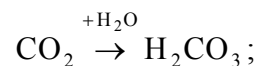


– оксиды металлов с валентностью металла 5 и больше. *Например:*



15. Что соответствует кислотному оксиду?

Кислотному оксиду соответствует кислота:



Это значит, что в реакции кислотный оксид ведёт себя как соответствующая ему кислота.

16. Какие оксиды называются амфотерными?

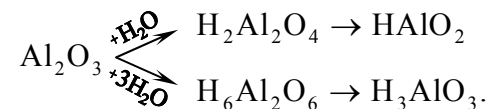
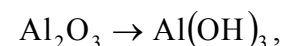
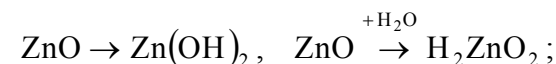
Амфотерными оксидами называются оксиды, которые образуют соли и с кислотами, и с основаниями.

17. Какие элементы, металлы или неметаллы, образуют амфотерные оксиды?

Амфотерные оксиды образуют только металлы.

18. Что соответствует амфотерному оксиду?

Амфотерному оксиду соответствуют основание и кислота. Это значит, что амфотерный оксид ведёт себя как основание (в реакциях с кислотами) и как кислота (в реакциях с основаниями):



3.3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, НАЗВАНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

1. Как называется группа атомов –ОН (о-аш)?

Группа –ОН называется гидроксогруппой или гидроксильной группой.

2. Что такое основания?

Основания – это сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп.

Например: NaOH, Zn(OH)₂, Al(OH)₃.

3. Как образуют названия оснований?

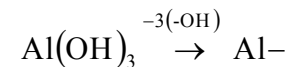
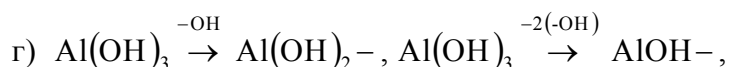
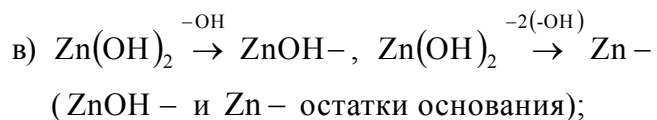
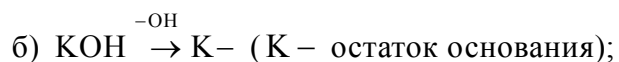
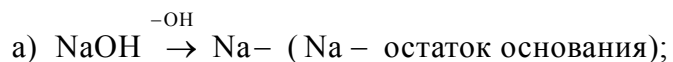
Названия оснований образуют так:

к слову «гидроксид» прибавляют название металла в родительном падеже. Если металл имеет переменную валентность, то после названия металла в скобках указывают валентность металла в данном основании. Например:

KOH – гидроксид калия; Zn(OH)₂ – гидроксид цинка; Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II); Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III); Al(OH)₃ – гидроксид алюминия.

4. Что такое остаток основания?

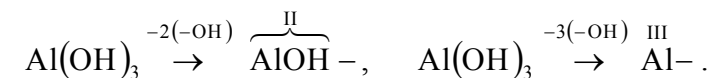
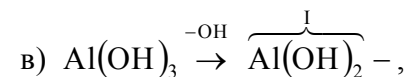
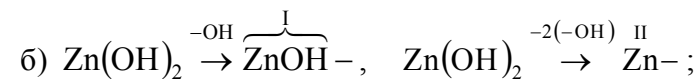
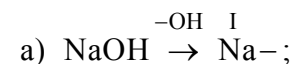
Остаток основания – это часть молекулы основания без одной или нескольких гидроксогрупп. Например:



(Al(OH)₂ –, AlOH –, Al – остатки основания).

5. Чему равна валентность остатка основания?

Валентность остатка основания равна числу гидроксогрупп, которые отщепились (оторвались) от молекулы основания. Например:



6. Основания характеризуются свойством, которое называется кислотностью основания.

Чем определяется кислотность основания?

Кислотность основания определяется числом гидроксогрупп в молекуле основания:

- NaOH, KOH, NH₄OH – однокислотные основания;
- Ba(OH)₂, Mg(OH)₂ – двухкислотные основания;
- Al(OH)₃, Cr(OH)₃ – трёхкислотные основания.

7. Какие основания называются многокислотными?

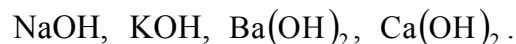
Основания, содержащие больше, чем одну гидроксо-

группу, называются многокислотными основаниями.

8. В зависимости от растворимости в воде основания делятся на растворимые и нерастворимые.

Что такое щёлочи?

Щёлочи – это основания, которые растворяются в воде. *Например:*



9. Гидроксиды каких металлов являются щелочами?

Гидроксиды металлов подгрупп IA и IIA (кроме Be(OH)₂) являются щелочами.

10. Что такое амфотерные основания?

Амфотерные основания – это основания, которые реагируют и с кислотами, и со щелочами.

3.4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, НАЗВАНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

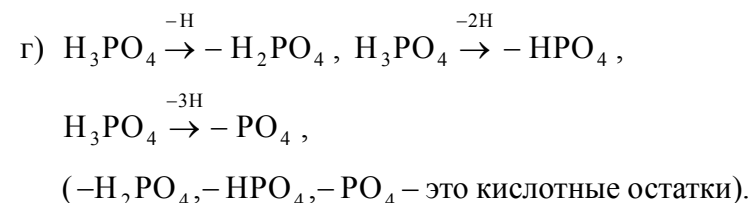
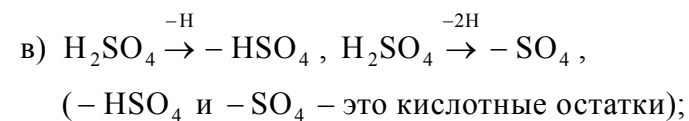
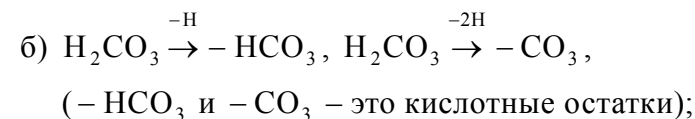
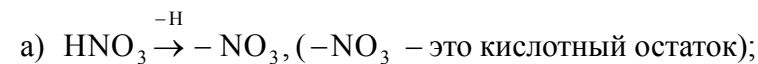
1. Что такое кислоты?

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотного остатка. *Например:*



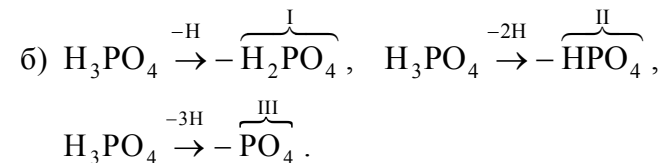
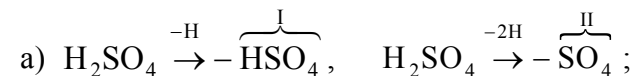
2. Что такое кислотный остаток?

Кислотный остаток – это часть молекулы кислоты без одного или нескольких атомов водорода. *Например:*



3. Чему равна валентность кислотного остатка?

Валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода, которые отщепились от молекулы кислоты. *Например:*



4. Как классифицируют кислоты по содержанию кислорода?

По содержанию кислорода кислоты делят на:

– кислородсодержащие (HNO_3 , HNO_2 , H_2SO_4 и

другие);

– бескислородные (HCl , H_2S , HCN и другие).

5. Как составляют названия бескислородных кислот?

Названия бескислородных кислот составляют из названия элемента, образующего кислоту с окончанием $-\text{o}$, и слова «водородная».

Например: HCl – хлор-о-водородная кислота.

6. Как называются бескислородные кислоты, формулы которых HF , HCl , HI , HBr , H_2S , HCN ?

Данные кислоты называются так:

HF – фтороводородная, или плавиковая кислота;

HCl – хлороводородная, или соляная кислота;

HI – иодоводородная кислота;

HBr – бромоводородная кислота;

H_2S – сероводородная кислота;

HCN – циановодородная кислота.

7. Как называются следующие кислородсодержащие кислоты: H_2SO_4 , H_2SO_3 , HNO_3 , HNO_2 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HPO_3 ?

Данные кислоты называются так:

H_2SO_4 – серная кислота;

H_2SO_3 – сернистая кислота;

HNO_3 – азотная кислота;

HNO_2 – азотистая кислота;

H_2CO_3 – угольная кислота;

H_2SiO_3 – кремниевая кислота;

H_3PO_4 – фосфорная ортокислота
(ортофосфорная кислота);

HPO_3 – фосфорная мета-кислота
(метафосфорная кислота).

8. Кислоты характеризуются свойством, которое называется основностью кислоты.

Что такое основность кислоты?

Основность кислоты – это число атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлом с образованием соли.

9. Чем определяется основность кислоты?

Основность неорганических кислот, как правило, равна числу атомов водорода в молекуле кислоты.

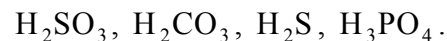
Например:

- HCl , HNO_3 , HNO_2 , HCN – одноосновные кислоты;
- H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 – двухосновные кислоты;
- H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_3AlO_3 – трёхосновные кислоты.

10. По числу атомов водорода, способных замещаться металлом, кислоты делят на одноосновные и многоосновные.

Какие кислоты называются многоосновными?

Многоосновными кислотами называются кислоты, которые содержат более одного атома водорода, способного замещаться металлом. *Например:*

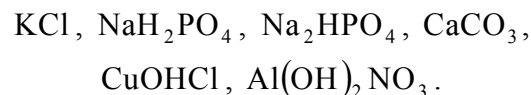


3.5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ, НАЗВАНИЯ И КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

1. Что такое соли?

Соли – это сложные вещества, состоящие из остатка основания и кислотного остатка.

Соли являются продуктами замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками. *Например:*



2. Как классифицируют соли в зависимости от состава?

В зависимости от состава соли делят на:

- средние (нормальные): NaCl , MgSO_4 , K_3PO_4 ;
- кислые: KHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NaH_2PO_4 ;
- основные: CuOHNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, AlOHBr_2 .

3. Что такое средняя (нормальная) соль?

Средняя соль (нормальная соль) – это продукт полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп основания кислотным остатком.

ТЕМА 3

Например: Na_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, CaSO_4 .

4. Какие латинские названия кислотных остатков?

- | | | | |
|------------------------|-------------------------|---------------------------|--|
| 1) – Cl; | 6) – NO ₂ ; | 11) – HSO ₄ ; | 16) – CO ₃ ; |
| 2) – F; | 7) – HS; | 12) – SO ₄ | 17) – H ₂ PO ₄ ; |
| 3) – I; | 8) – S; | 13) – HSiO ₃ ; | 18) – HPO ₄ ; |
| 4) – Br; | 9) – SiO ₃ ; | 14) – HSO ₃ ; | 19) – PO ₄ ; |
| 5) – NO ₃ ; | 10) – SO ₃ ; | 15) – HCO ₃ ; | 20) – PO ₃ . |

Латинские названия кислотных остатков:

- | | |
|---------------------------------|--|
| 1) –Cl – хлорид; | 11) –HSO ₄ – гидросульфат; |
| 2) –F – фторид; | 12) –SO ₄ – сульфат; |
| 3) –I – иодид; | 13) –HSiO ₃ – гидросиликат; |
| 4) –Br – бромид; | 14) –HSO ₃ – гидросульфит; |
| 5) –NO ₃ – нитрат; | 15) –HCO ₃ – гидрокарбонат; |
| 6) –NO ₂ – нитрит; | 16) –CO ₃ – карбонат; |
| 7) –HS – гидросульфид; | 17) –H ₂ PO ₄ – дигидрофосфат; |
| 8) –S – сульфид; | 18) –HPO ₄ – гидрофосфат; |
| 9) –SiO ₃ – силикат; | 19) –PO ₄ – ортофосфат; |
| 10) –SO ₃ – сульфит; | 20) –PO ₃ – метафосфат. |

5. Как образуют название средней соли?

Название средней соли образуют так:

к латинскому названию кислотного остатка в именительном падеже прибавляют название металла в родительном падеже. Если металл, образующий

соль, имеет переменную валентность, то после названия металла в скобках указывают валентность металла в данной соли. *Например:*

KCl – хлорид калия; FeCl₂ – хлорид железа (II);
FeCl₃ – хлорид железа (III); Al(NO₃)₃ – нитрат алюминия; Cr(NO₃)₃ – нитрат хрома (III).

6. Какие общие названия солей?

- 1) NaCl, FeCl₂, FeCl₃;
- 2) KF, CaF₂, CrF₃;
- 3) KI, ZnI₂, FeI₃;
- 4) NaBr, MgBr₂, CrBr₃;
- 5) NH₄NO₃, Zn(NO₃)₂, Fe(NO₃)₃;
- 6) KNO₂, Zn(NO₂)₂, Cr(NO₂)₃;
- 7) Na₂CO₃, FeCO₃, Al₂(CO₃)₃;
- 8) (NH₄)₂SO₄, FeSO₄, Fe₂(SO₄)₃;
- 9) K₂SO₃, ZnSO₃, Cr₂(SO₃)₃;
- 10) Na₂S, ZnS, Al₂S₃;
- 11) K₂SiO₃, Na₂SiO₃, MgSiO₃;
- 12) KPO₃, Ca(PO₃)₂, Al(PO₃)₃;
- 13) K₃PO₄, Ca₃(PO₄)₂, AlPO₄.

Общие названия данных солей:

- 1) хлориды; 2) фториды; 3) иодиды; 4) бромиды;
- 5) нитраты; 6) нитриты; 7) карбонаты; 8) сульфаты;

- 9) сульфиты; 10) сульфиды; 11) силикаты;
- 12) метафосфаты; 13) ортофосфаты (фосфаты).

7. Что такое кислая соль?

Кислая соль – это продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом.

Например: NaHCO₃, Ca(HSO₄)₂, NaH₂PO₄.

8. Как образуют название кислой соли?

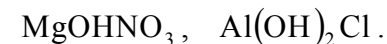
Название кислой соли образуют так:

к приставке «гидро-» (если соль содержит один атом водорода) или «дигидро-» (если соль содержит два атома водорода) прибавляют латинское название кислотного остатка средней соли в именительном падеже, а затем название металла в родительном падеже. *Например:*

- NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия;
- Mg(HSO₄)₂ – гидросульфат магния;
- K₂HPO₄ – гидрофосфат калия;
- KH₂PO₄ – дигидрофосфат калия.

9. Что такое основная соль?

Основная соль – это продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания кислотным остатком. *Например:*



10. Как образуют название основной соли?

Название основной соли образуют так:

к приставке «гидроксо-» (если соль содержит одну гидроксогруппу) или «дигидроксо-» (если соль содержит две гидроксогруппы) прибавляют латинское название кислотного остатка средней соли в именительном падеже, а затем название металла в родительном падеже. *Например:*

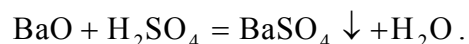
- AlOHSO_4 – гидроксосульфат алюминия;
- $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигидроксонитрат хрома (III).

3.6. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

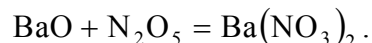
1. Какие химические свойства основных оксидов?

Химические свойства основных оксидов:

1. Основные оксиды реагируют с кислотами. В результате реакции образуются соль и вода:

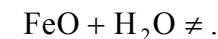
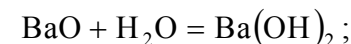
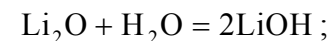


2. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами. При этом образуется соль:



(В результате реакции основного и кислотного оксидов образуется соль кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду).

3. Некоторые основные оксиды (оксиды металлов подгрупп IA и IIA, кроме BeO) реагируют с водой. В результате реакции образуются растворимые в воде основания (щёлочи):

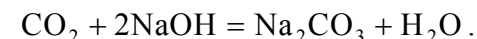


С водой реагируют только основные оксиды, которым соответствуют растворимые или малорастворимые основания (смотрите таблицу растворимости веществ в воде).

2. Какие химические свойства кислотных оксидов?

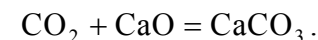
Химические свойства кислотных оксидов:

1. Кислотные оксиды реагируют с основаниями. При этом образуются соль и вода:



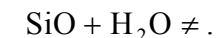
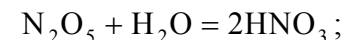
(В результате реакции кислотного оксида с основанием образуется соль кислоты, которая соответствует данному оксиду).

2. Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами. В результате реакции образуется соль:



(В результате реакции кислотного оксида с основным оксидом образуется соль кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду).

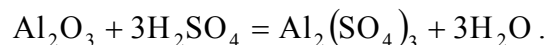
3. Большинство кислотных оксидов реагируют с водой. В результате реакции образуется кислота:



3. Какие химические свойства амфотерных оксидов?

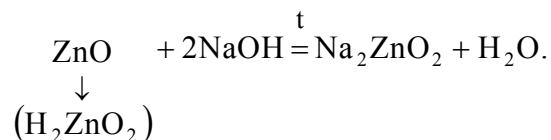
Химические свойства амфотерных оксидов:

1. Амфотерные оксиды реагируют с кислотами. В результате реакции образуются соль и вода:



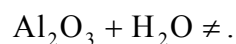
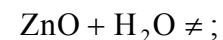
(В этой реакции амфотерные оксиды проявляют свойства основных оксидов, то есть ведут себя как соответствующие им основания).

2. Амфотерные оксиды реагируют с основаниями. В результате реакции образуются соль и вода:



(В этой реакции амфотерные оксиды проявляют свойства кислотных оксидов, то есть ведут себя как соответствующие им кислоты). Амфотерному оксиду ZnO соответствует кислота H_2ZnO_2 . Поэтому в данной реакции образуется соль этой кислоты Na_2ZnO_2 .

3. Амфотерные оксиды не реагируют с водой:



3.7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

1. Что такое индикаторы?

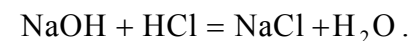
Индикаторы – это вещества, которые изменяют

свой цвет при действии на них щелочей или кислот.

2. Какие химические свойства щелочей?

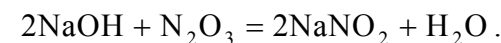
Химические свойства щелочей:

1. Щёлочи изменяют цвет индикаторов.
2. Щёлочи реагируют с кислотами. В результате реакции образуются соль и вода:



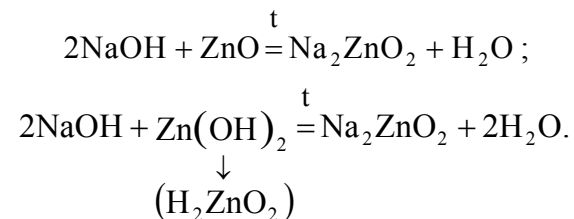
Реакция между основанием и кислотой, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации.

3. Щёлочи взаимодействуют с кислотными оксидами. При этом образуются соль и вода:



(В результате реакции образуется соль кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду).

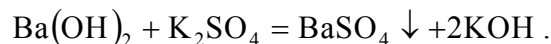
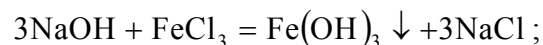
4. Щёлочи реагируют с амфотерными оксидами и амфотерными гидроксидами. В результате образуются соль и вода:



(В реакциях со щелочами амфотерные оксиды и амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства, то есть ведут себя как кислоты, кото-

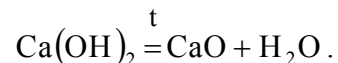
рые соответствуют данному амфотерному оксиду или данному амфотерному гидроксиду).

5. Щёлочи могут вступать в реакцию с солями. При этом образуются новое основание и новая соль:



(Реакция происходит только в водном растворе, то есть для реакции нужно брать раствор щёлочи и раствор соли. При этом реагирующие вещества нужно подбирать так, чтобы один из продуктов реакции (основание или соль) выпадал в осадок).

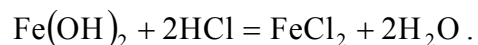
6. Щёлочи (кроме NaOH и KOH) разлагаются при нагревании. В результате образуются оксид металла и вода:



3. Каковы химические свойства нерастворимых оснований?

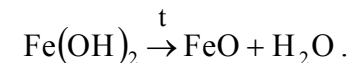
Химические свойства нерастворимых оснований:

1. Нерастворимые основания не изменяют цвет индикаторов.
2. Нерастворимые основания реагируют с кислотами. В результате реакции образуются соль и вода:



3. Нерастворимые основания разлагаются при нагре-

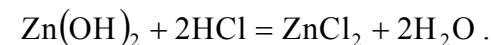
вании. При этом образуются оксид металла и вода:



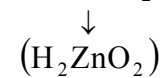
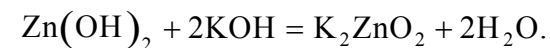
4. Каковы химические свойства амфотерных оснований?

Химические свойства амфотерных оснований:

1. Амфотерные основания реагируют с кислотами. При этом образуются соль и вода:

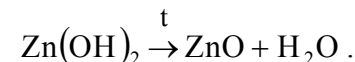


2. Амфотерные основания взаимодействуют со щелочами. В результате реакции образуются соль и вода:



(В результате реакции образуется соль кислоты, которая соответствует данному амфотерному гидроксиду).

3. Амфотерные основания разлагаются при нагревании с образованием оксида металла и воды:



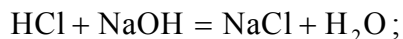
3.8. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

1. Каковы химические свойства кислот?

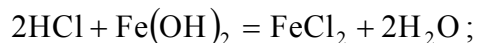
Химические свойства кислот:

1. Кислоты изменяют цвет индикаторов.
2. Кислоты реагируют:

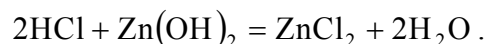
- а) с растворимыми основаниями (щелочами). В результате реакции образуются соль и вода:



- б) с нерастворимыми основаниями. При этом образуются соль и вода:

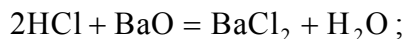


- в) с амфотерными основаниями. В результате реакции образуются соль и вода:

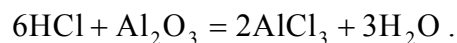


3. Кислоты реагируют:

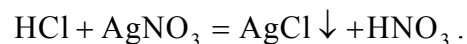
- а) с основными оксидами. В результате образуются соль и вода:



- б) с амфотерными оксидами. В результате реакции образуются соль и вода:



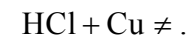
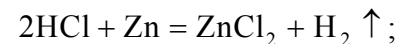
4. Кислоты реагируют с солями. В результате образуются новая соль и новая кислота:



(Реакция идёт необратимо, если в результате реакции образуется осадок или газ).

5. Кислоты (HCl и разбавленная H_2SO_4) реагируют с металлами, которые находятся в ряду напряжений металлов до водорода (слева от водорода). В

результате реакции образуются соль и водород:

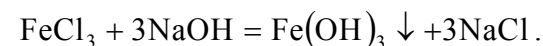
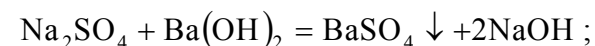


3.9. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

1. Какие химические свойства солей?

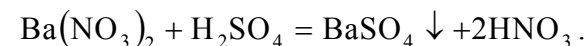
Химические свойства солей:

1. Растворимые соли реагируют со щелочами. При этом образуются новая соль и новое основание:

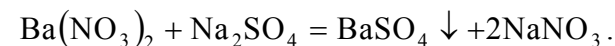
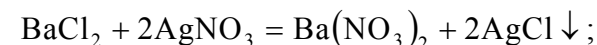


(Реакция происходит только в том случае, если один из продуктов реакции (соль или основание) выпадает в осадок).

2. Соли взаимодействуют с кислотами. В результате реакции образуются новая соль и новая кислота:



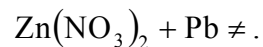
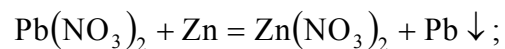
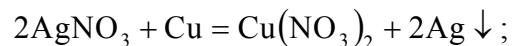
3. Соли могут реагировать между собой. В результате образуются две новые соли:



(Реакция между растворами солей происходит только тогда, когда одна из образующихся солей

выпадает в осадок).

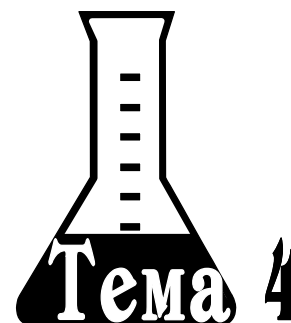
4. Соли могут реагировать с металлами. В результате реакции образуются новая соль и металл:



Металл может вытеснять из растворов солей только те металлы, которые стоят в ряду напряжений после него.

Помните!

Металлы, которые реагируют с водой при обычных условиях, не используются для вытеснения металлов из растворов их солей. Такие металлы (Li, K, Ba, Ca, Na и другие) в ряду напряжений металлов стоят слева от магния.



ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Li 6,94			
Na натрий 22,98977			
K калий 39,0983	19		
Cu медь 63,546	29	30	
Rb рубидий 85,4678	37	Sr стронций 87,62	
Ag серебро 107,868	47	Cd кадмий 112,41	In индий 114,82
Cs цезий 132,9054	55	Ba барий 137,33	56
Au золото 196,9665	79	Hg ртуть 200,59	80
Fr франций 223	87	Ra радий 226,0	88
Rg рентгений 272	111		112
			113
			114
			115
			116
			117
			118
			119
			120
			121
			122
			123
			124
			125
			126
			127
			128
			129
			130
			131
			132
			133
			134
			135
			136
			137
			138
			139
			140
			141
			142
			143
			144
			145
			146
			147
			148
			149
			150
			151
			152
			153
			154
			155
			156
			157
			158
			159
			160
			161
			162
			163
			164
			165
			166
			167
			168
			169
			170
			171
			172
			173
			174
			175
			176
			177
			178
			179
			180
			181
			182
			183
			184
			185
			186
			187
			188
			189
			190
			191
			192
			193
			194
			195
			196
			197
			198
			199
			200
			201
			202
			203
			204
			205
			206
			207
			208
			209
			210
			211
			212
			213
			214
			215
			216
			217
			218
			219
			220
			221
			222
			223
			224
			225
			226
			227
			228
			229
			230
			231
			232
			233
			234
			235
			236
			237
			238
			239
			240
			241
			242
			243
			244
			245
			246
			247
			248
			249
			250
			251
			252
			253
			254
			255
			256
			257
			258
			259
			260
			261
			262
			263
			264
			265
			266
			267
			268
			269
			270
			271
			272
			273
			274
			275
			276
			277
			278
			279
			280
			281
			282
			283
			284
			285
			286
			287
			288
			289
			290
			291
			292
			293
			294
			295
			296
			297
			298
			299
			300
			301
			302
			303
			304
			305
			306
			307
			308
			309
			310
			311
			312
			313
			314
			315
			316
			317
			318
			319
			320
			321
			322
			323
			324
			325
			326
			327
			328
			329
			330
			331
			332
			333
			334
			335
			336
			337
			338
			339
			340
			341
			342
			343
			344
			345
			346
			347
			348
			349
			350
			351
			352
			353
			354
			355
			356
			357
			358
			359
			360
			361
			362
			363
			364
			365
			366
			367
			368
			369
			370
			371
			372
			373
			374
			375
			376
			377
			378
			379
			380
			381
			382
			383
			384
			385
			386
			387
			388
			389
			390
			391
			392
			393
			394
			395
			396
			397
			398
			399
			400
			401
			402
			403
			404
			405
			406
			407
			408
			409
			410
			411
			412
			413
			414
			415
			416
			417
			418
			419
			420
			421
			422
			423
			424
			425
			426
			427
			428
			429
			430
			431
			432
			433
			434
			435
			436
			437
			438
			439
			440
			441
			442
			443
			444
			445
			446
			447
			448
			449
			450
			451
			452
			453
			454
			455
			456
			457
			458
			459
			460
			461
			462
			463
			464
			465
			466
			467
			468
			469
			470
			471
			472
			473
			474
			475
			476
			477
			478
			479
			480
			481
			482
			483
			484
			485
			486
			487
			488
			489
			490
			491
			492
			493
			494
			495
			496
			497
			498
			499
			500
			501
			502
			503
			504
			505
			506
			507
			508
			509
			510
			511
			512
			513
			514
			515
			516
			517
			518
			519
			520
			521
			522
			523
			524
			525
			526
			527
			528
			529
			530
			531
			532
			533
			534
			535
			536
			537
			538
			539

1. Какое состояние химической науки было в середине XIX века?

В середине XIX века:

- было известно 63 химических элемента;
- были известны валентности и атомные массы элементов, но атомные массы для некоторых элементов были определены неточно;
- не было установлено, от какой характеристики атома зависят его свойства;
- отсутствовала удовлетворительная классификация химических элементов, которая помогала бы изучать и систематизировать химические элементы.

2. Какая задача стояла перед химической наукой в середине XIX века?

Перед химической наукой середины XIX века стояла задача классификации химических элементов.

3. Учёные многих стран пытались решить проблему классификации химических элементов.

Кто из них успешно решил эту проблему?

Русский учёный Д.И. Менделеев в 1869 году успешно решил проблему классификации химических элементов.

4. Что положил Д.И. Менделеев в основу классификации химических элементов?

В основу классификации химических элементов

Д.И. Менделеев положил относительную атомную массу элементов и их свойства.

5. Что установил Д.И. Менделеев при изучении свойств элементов?

Д.И. Менделеев установил, что свойства элементов периодически повторяются в зависимости от их атомных масс.

6. В 1869 году Д.И. Менделеев открыл закон, который он назвал периодическим законом.

Как сформулировал Д.И. Менделеев периодический закон?

Д.И. Менделеев так сформулировал периодический закон:

свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных масс элементов.

7. На основе периодического закона Д.И. Менделеев составил периодическую систему элементов.

Какова структура периодической системы элементов?

Периодическая система состоит из периодов и групп. В коротком варианте периодической системы имеется еще и 10 рядов.

8. Что такое период в периодической системе элементов Д.И. Менделеева?

Период – это горизонтальный ряд элементов, рас-

положенных в порядке увеличения их относительных атомных масс. Период начинается щелочным металлом и оканчивается инертным элементом.

9. Различают большие и малые периоды.

Какие из периодов – малые, а какие – большие?

Первый, второй и третий периоды – это малые периоды. Четвертый, пятый, шестой и седьмой – это большие периоды.

10. Сколько элементов содержат малые периоды?

Первый период содержит 2 элемента, второй и третий – по 8 элементов.

11. Сколько элементов содержат большие периоды?

Четвёртый и пятый периоды содержат по 18 элементов, шестой период – 32 элемента. Седьмой период незаконченный.

12. Что такое группа в периодической системе элементов Д.И. Менделеева?

Группа – это вертикальный ряд химических элементов с подобными (сходными) свойствами.

13. Каждая группа элементов делится на две подгруппы – главную и побочную.

Что такое главная подгруппа?

Главная подгруппа (A) – это подгруппа, которая содержит элементы малых и больших периодов.

14. Что такое побочная подгруппа?

Побочная подгруппа (B) – это подгруппа, которая содержит только элементы больших периодов.

15. Какие элементы составляют главную подгруппу II группы?

Главную подгруппу II группы составляют бериллий Be, магний Mg, кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra.

16. Какие элементы составляют побочную подгруппу I группы?

Побочную подгруппу I группы составляют медь Cu, серебро Ag, золото Au.

17. Каждый элемент в периодической таблице занимает определённое место (клетку).

Что пишут в каждой клетке периодической таблицы?

В каждой клетке периодической таблицы пишут:

- химический символ элемента;
- порядковый (атомный) номер элемента;
- относительную атомную массу элемента.

18. Какие элементы шестого периода называются лантаноидами? Где обычно размещают эти элементы в периодической таблице?

14 элементов после лантана (с порядковыми номерами от 58 до 71) называются лантаноидами. Обычно их размещают внизу таблицы.

19. Какие элементы седьмого периода называются актиноидами? Где обычно размещают эти элементы?

14 элементов после актиния (с порядковыми номерами от 90 по 103) называются актиноидами. Обычно актиноиды размещают внизу таблицы.

20. Назовите элементы главной подгруппы VIII группы. Какое общее название имеют эти элементы?

Элементы главной подгруппы VIII группы – это неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Общее название этих элементов – инертные (благородные газы).

21. Что обозначают формулы RH_4 , RH_3 , RH_2 , RH под элементами главных подгрупп, начиная с четвертой группы, в коротком варианте периодической таблицы?

Это формулы летучих (газообразных) водородных соединений элементов главных подгрупп. В этих формулах R обозначает символ соответствующего элемента главной подгруппы.

22. Что обозначают формулы R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 , RO_4 под элементами групп в коротком варианте периодической таблицы?

Это формулы высших оксидов элементов. В этих формулах R обозначает символ элемента. Эти формулы относятся к элементам как главных, так и побочных подгрупп.

23. Д.И. Менделеев изучал изменение свойств элементов в зависимости от их относительных атомных масс.

Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов в периодах с увеличением их относительных атомных масс (слева направо)?

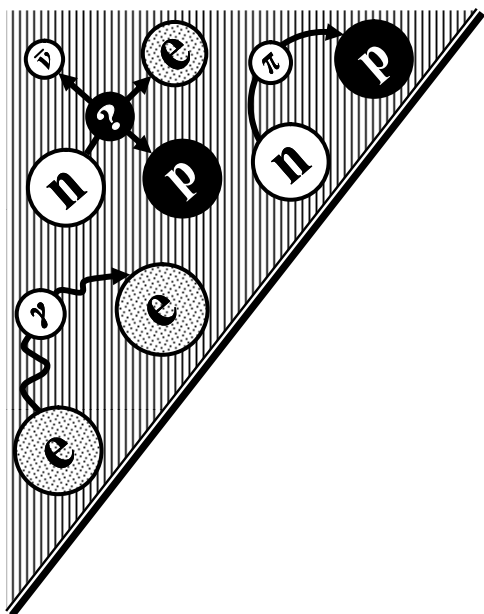
В периодах с увеличением относительных атомных масс элементов (слева направо) металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические усиливаются.

24. Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах с увеличением их относительных атомных масс (сверху вниз)?

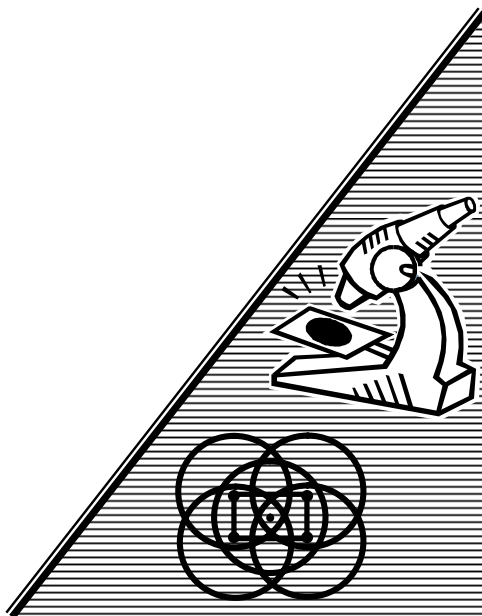
В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают.

25. Д.И. Менделеев установил периодичность изменения свойств элементов в зависимости от их атомной массы. Однако он не смог объяснить причину периодического изменения свойств элементов. Почему?

Состояние химической науки, а именно, отсутствие теории строения атома не позволило Д.И. Менделееву объяснить причину периодического изменения свойств элементов.



СТРОЕНИЕ АТОМА



ТЕМА 5

5.1. ПЕРВЫЕ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

1. Каким считали атом до конца XIX века?

До конца XIX века учёные считали, что:

- атом неделим, то есть атом не содержит составных частей;
- атом вечный, то есть он может существовать долго;
- атом одного элемента не может превратиться в атом другого элемента.

Таким образом, по мнению учёных того времени, атом – это элементарная устойчивая (стабильная) система.

2. Какие открытия конца XIX века показали, что атом имеет сложное строение?

Открытие радиоактивности, рентгеновских лучей и электронов показало, что атом имеет сложное строение.

3. В конце XIX века было установлено, что атом имеет сложное строение. В 1911 году Э. Резерфорд сформулировал ядерную (планетарную) теорию строения атома.

Как формулируется ядерная теория строения атома?

Ядерная теория строения атома формулируется так: атом состоит из положительно заряженного ядра и электронов, которые движутся вокруг ядра.

4. Чему равен положительный заряд ядра атома?

В 1913 году английский учёный Г. Мозли установил, что:

положительный заряд ядра атома равен порядковому (атомному) номеру элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

5. Какой недостаток имела ядерная теория строения атома Э. Резерфорда?

Недостаток теории Э. Резерфорда состоит в том, что она не могла объяснить устойчивость атома. Согласно теории Э. Резерфорда, атом не мог существовать долго как устойчивая система.

6. Ядерную теорию строения атома Э. Резерфорда сменила теория Н. Бора.

Как формулируются постулаты (правила) теории строения атома Н. Бора?

Постулаты теории строения атома Н. Бора формулируются так:

- 1) электроны движутся вокруг ядра не по любым, а только по определённым (стационарным, разрешённым) орбитам;
- 2) при движении по стационарной орбите энергия электрона не изменяется;
- 3) энергия электрона изменяется только при переходе электрона с одной орбиты на другую.

7. Чем отличалась теория строения атома Н. Бора от теории Э. Резерфорда? Какой недостаток имела теория Н. Бора?

Теория Н. Бора в отличие от теории Э. Резерфорда

объясняла устойчивость атома. Но она не смогла объяснить некоторые спектральные свойства многоэлектронных атомов.

8. Как теория Н. Бора объясняла устойчивость атома?

Согласно теории Н. Бора, электроны при движении по стационарным орбитам не излучают и не поглощают энергию. В таком состоянии атом может существовать долго. Значит, согласно теории Н. Бора, атом – это устойчивая система.

9. В каких состояниях может находиться атом в зависимости от его энергии?

В зависимости от энергии атом может находиться в невозбуждённом или возбуждённом состоянии.

10. Какое состояние атома называется невозбуждённым (основным, нормальным)?

Состояние, при котором атом имеет минимальную энергию, называется невозбуждённым.

11. Какое состояние атома называется возбуждённым?

Состояние, при котором атом имеет большую энергию, чем в невозбуждённом состоянии, называется возбуждённым.

12. Ядро атома имеет сложное строение. Из каких частиц состоит ядро атома?

Согласно протонно-нейтронной теории, ядро атома

состоит из протонов (${}^1_1\text{p}$) и нейтронов (${}^1_0\text{n}$).

13. Какое общее название имеют протоны и нейтроны?

Протоны и нейтроны имеют общее название – нуклоны.

14. Какие частицы ядра атома определяют его заряд?

Ядро атома состоит из положительно заряженных частиц (протонов) и нейтральных частиц (нейтронов). Следовательно, положительный заряд ядра атома определяют протоны.

15. Чему равен заряд ядра атома?

Заряд ядра атома равен числу протонов, которые содержатся в его ядре.

16. Чему равно число протонов в ядре атома?

Число протонов в ядре атома равно порядковому номеру элемента в периодической системе.

17. Как иначе называется порядковый номер элемента?

Порядковый номер элемента иначе называется протонным числом.

18. Что такое массовое (нуклонное) число атома?

Массовое (нуклонное) число (A) – это сумма чисел протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома:

$$A = Z + N.$$

19. ${}^{16}_8\text{O}$ – это нуклид кислорода-16;

${}^{17}_8\text{O}$ – это нуклид кислорода-17;

${}^{12}_6\text{C}$ – это нуклид углерода-12;

${}^{13}_6\text{C}$ – это нуклид углерода-13;

${}^{23}_{11}\text{Na}$ – это нуклид натрия-23.

Что такое нуклид?

Нуклид – это тип атомов с определёнными значениями массового числа и заряда ядра атома.

20. Как обозначают нуклиды?

Обычно нуклиды обозначают символами соответствующих элементов. Слева вверху указывают массовое число нуклида, а слева внизу – заряд ядра атома. Заряд ядра нуклида указывают не всегда. *Например:*

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ или ${}^{35}\text{Cl}$;

${}^{37}_{17}\text{Cl}$ или ${}^{37}\text{Cl}$;

${}^{12}_6\text{C}$ или ${}^{12}\text{C}$;

${}^{24}_{12}\text{Mg}$ или ${}^{24}\text{Mg}$.

21. Как называют нуклид элемента?

Названия нуклидов, как правило, совпадают с названиями соответствующего химического элемента. *Например:*

${}^{16}_8\text{O}$ – кислород-16; ${}^{17}_8\text{O}$ – кислород-17;

${}^{12}_6\text{C}$ – углерод-12; ${}^{13}_6\text{C}$ – углерод-13.

22. $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$ – это изотопы кислорода;

$^{35}_{17}\text{Cl}$, $^{37}_{17}\text{Cl}$ – это изотопы хлора;

$^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$ – это изотопы углерода.

Что такое изотопы?

Изотопы – это нуклиды одного химического элемента (= вид атомов одного элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа).

23. Изотопы какого элемента имеют названия и символы, которые не совпадают с названием элемента?

Изотопы водорода имеют названия и символы, которые не совпадают с названием элемента: протий – ^1_1H ; дейтерий – D, или ^2_1H ; тритий – T, или ^3_1H .

24. Одинаковы ли химические свойства нуклидов одного элемента?

Химические свойства нуклидов одного элемента, как правило, практически одинаковы.

25. Д.И. Менделеев считал, что главной характеристикой элемента является его атомная масса.

А что является главной характеристикой элемента с точки зрения современной теории строения атома?

С точки зрения современной теории строения атома главной характеристикой элемента является заряд его ядра.

26. Что такое химический элемент с точки зрения современной теории строения атома?

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

27. Теория строения атома определила физический смысл (физическое значение) порядкового номера.

Что показывает порядковый номер элемента?

Порядковый номер элемента показывает:

- заряд ядра атома;
- число протонов в ядре атома;
- число электронов в атоме.

28. Согласно теории строения атома, порядковый номер элемента является его важной характеристикой (константой).

Порядковый номер натрия 11. Что это означает?

Это означает, что заряд ядра атома натрия +11. Заряд ядра определяется числом протонов в ядре атома. Следовательно, в ядре атома натрия содержится 11 протонов. Так как атом электронейтральный, то число электронов в атоме равно числу протонов, то есть равно 11.

29. Согласно теории строения атома, химические элементы в периодической системе расположены в порядке увеличения зарядов ядер их атомов.

Какова современная формулировка периодического закона?

В настоящее время периодический закон формулируется так:

свойства химических элементов, а также формы и

свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда их атомных ядер.

5.2. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА

1. К концу 30-х годов XX века была создана современная квантовая теория строения атома.

Какие законы использует квантовая теория строения атома для объяснения состояния (движения) электронов в атоме?

Современная теория строения атома для объяснения состояния электронов в атоме использует законы квантовой механики.

2. Как представляет состояние (движение) электрона в атоме квантовая теория строения атома?

Согласно квантовой теории, электрон при движении вокруг ядра образует электронную орбиталь (электронное облако).

3. Что такое орбиталь (электронное облако) с точки зрения квантовой теории строения атома?

Орбиталь (электронное облако) – это область пространства вокруг ядра, в которой вероятность нахождения электрона максимальная.

4. Электронные орбитали имеют различную форму.

Какую форму могут иметь электронные орбитали?

Электронные орбитали могут иметь:

- форму сферы (шара);

- форму гантели (объёмной «восьмёрки»);
- более сложную форму.

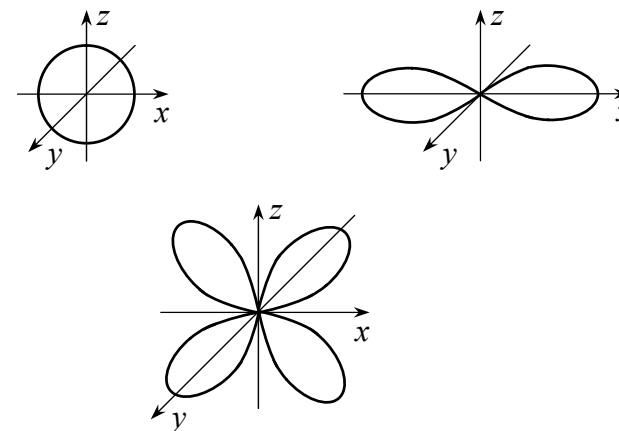


Рисунок 5.1 – Формы электронных орбиталей

5. Как обозначают электронные орбитали, которые имеют форму сферы? Как называются электроны, образующие сферическую форму орбитали?

Орбитали, которые имеют форму сферы, обозначаются буквой s (эс). Электроны, образующие сферическую форму орбитали, называются s (эс) – электронами.

6. Как обозначают электронные орбитали, которые имеют форму гантели (объёмной «восьмёрки»? Как называются электроны, образующие орбитали формы гантели?

Орбитали, которые имеют форму гантели, обозначаются буквой p (пэ). Электроны, которые образуют орбитали формы гантели, называются p (пэ) – электронами.

7. Что такое электронная оболочка атома?

Электронная оболочка атома – это совокупность электронов в атоме.

8. Электроны атома имеют различную энергию. Поэтому они располагаются вокруг ядра слоями, которые называются энергетическими уровнями или электронными слоями.

Какие электроны образуют электронный слой?

Электронный слой (энергетический уровень) образуют электроны с близкими значениями энергии.

9. Чему равно число электронных слоёв (энергетических уровней) в атоме любого элемента?

Число электронных слоёв атоме любого элемента равно номеру периода, в котором находится элемент в периодической системе.

10. Как обозначаются электронные слои?

Электронные слои обозначаются большими латинскими буквами K, L, M, N, O, P, Q .

11. Какие квантовые числа характеризуют состояние электрона в атоме?

Согласно квантовой теории, состояние электрона в атоме характеризуют четыре квантовых числа:

- главное квантовое число (n);
- орбитальное (побочное) квантовое число (l);
- магнитное квантовое число (m_l или m);
- спиновое квантовое число (m_s).

12. Что характеризует главное квантовое число? Какие оно может иметь значения?

Главное квантовое число (n) характеризует энергию электрона, который находится на данном энергетическом уровне. Главное квантовое число может иметь значения $1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots \infty$.

13. Как обозначают энергетические уровни в зависимости от значения главного квантового числа?

Энергетические уровни в зависимости от значения главного квантового числа обозначают латинскими буквами: K ($n=1$), L ($n=2$), M ($n=3$), N ($n=4$), O ($n=5$), P ($n=6$), Q ($n=7$). Нумерацию энергетических уровней начинают от ядра атома.

14. Как зависит энергия электрона от значения главного квантового числа?

Чем больше значение главного квантового числа, тем больше энергия электрона.

15. Что характеризует орбитальное (побочное) квантовое число? Какие оно может иметь значения?

Орбитальное квантовое число (l) характеризует форму электронной орбитали. Оно может иметь значения от 0 до $(n-1)$.

16. Как обозначаются орбитали в зависимости от значения орбитального квантового числа?

Орбитали в зависимости от значения орбитального

квантового числа обозначаются маленькими буквами:

- s , если $l = 0$;
- p , если $l = 1$;
- d , если $l = 2$;
- f , если $l = 3$.

17. Электроны одного энергетического уровня имеют близкие, но не одинаковые значения энергии. Поэтому энергетические уровни подразделяются на подуровни.

Что такое энергетический подуровень?

Энергетический подуровень – это состояние электрона с различным значением орбитального квантового числа:

- s -подуровень ($l = 0$);
- p -подуровень ($l = 1$);
- d -подуровень ($l = 2$);
- f -подуровень ($l = 3$).

18. Чему равно число подуровней данного энергетического уровня?

Число подуровней данного энергетического уровня равно номеру энергетического уровня (значению главного квантового числа).

19. Что еще, кроме формы электронной орбитали, характеризует орбитальное квантовое число?

Орбитальное квантовое число, кроме формы электронной орбитали, ещё характеризует энергию электрона на подуровне.

20. Что характеризует магнитное квантовое число? Каким символом оно обозначается и какие может иметь значения?

Магнитное квантовое число характеризует ориентацию (положение) электронной орбитали в пространстве. Оно обозначается символом m_l или m и может иметь значения от $-l$ через 0 до $+l$ ($-l \dots 0 \dots +l$).

21. Чему равно число ориентаций данной орбитали в пространстве?

Число ориентаций орбитали в пространстве равно числу значений магнитного квантового числа.

22. Сколько ориентаций в пространстве имеет s -орбиталь?

s -Орбитали ($l = 0$) соответствует одно значение магнитного квантового числа ($m = 0$). Следовательно, s -орбиталь имеет одну ориентацию в пространстве.

23. Сколько ориентаций в пространстве имеет p -орбиталь?

p -Орбитали ($l = 1$) соответствуют три значения магнитного квантового числа ($m = -1; 0; +1$). Значит, p -орбиталь имеет три ориентации в пространстве.

24. Как ориентируются p -орбитали в пространстве?

Все три p -орбитали взаимно перпендикулярны. Они ориентируются по координатным осям x, y, z и обозначаются p_x, p_y, p_z .

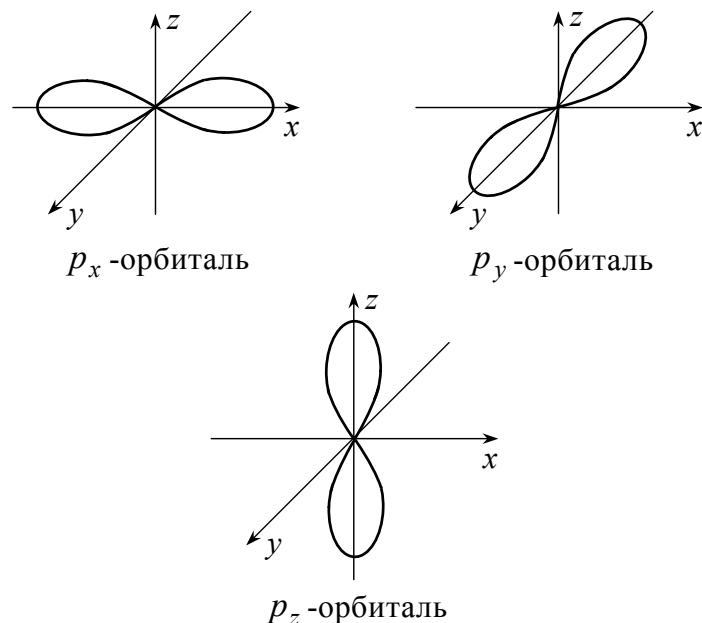


Рисунок 5.2 – Ориентация p -орбиталей в пространстве

25. Сколько ориентаций в пространстве имеет d -орбиталь?

d -Орбитали ($l = 2$) соответствуют пять значений магнитного квантового числа ($m = -2; -1; 0; +1; +2$).

Значит, d -орбиталь имеет 5 ориентаций в пространстве.

26. Сколько ориентаций в пространстве имеет f -орбиталь?

f -Орбитали ($l = 3$) соответствуют семь значений магнитного квантового числа ($m = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$).

Значит, f -орбиталь имеет 7 ориентаций в пространстве.

27. Что определяет магнитное квантовое число?

Магнитное квантовое число определяет число орбиталей на подуровне.

28. Из скольких орбиталей состоит: s -подуровень; p -подуровень; d -подуровень; f -подуровень?

s -Подуровень состоит из одной s -орбитали.

p -Подуровень состоит из трёх p -орбиталей.

d -Подуровень состоит из пяти d -орбиталей.

f -Подуровень состоит из семи f -орбиталей.

29. Энергетические подуровни подразделяются на орбитали. Что такое орбиталь?

Орбиталь – это состояние электрона с определёнными значениями главного, орбитального и магнитного квантовых чисел (n, l, m_l).

30. Как схематически обозначают орбиталь?

Схематически орбиталь обозначают в виде клетки (\square) или чёрточки ($-$).

31. Что характеризует спиновое квантовое число? Как оно обозначается и какие может иметь значения?

Спиновое квантовое число условно характеризует вращение электрона вокруг своей оси (по часовой стрелке или против часовой стрелки). Оно обозначается символом m_s и может иметь только два значения: $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

32. Как называются электроны с одинаковыми значениями спинового квантового числа?

Электроны с одинаковыми значениями спинового квантового числа называются электронами с параллельными спинами.

33. Как называются электроны с противоположными значениями спинового квантового числа?

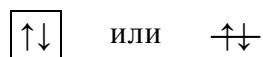
Электроны с противоположными значениями спинового квантового числа называются электронами с антипараллельными спинами.

34. Какие электроны называют спаренными?

Два электрона с антипараллельными спинами, которые находятся на одной орбитали, называют спаренными.

35. Как схематически изображают спаренные электроны?

Спаренные электроны на орбитали схематически изображают так:

**36. Чему равен суммарный спин (суммарное спиновое число) спаренных электронов $\sum m_s$?**

Суммарный спин спаренных электронов $\sum m_s$ равен 0: $\left[+\frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2} \right) \right] = 0$.

37. Как схематически изображается одноэлектронная орбиталь?

Одноэлектронная орбиталь изображается так:

**38. Состояние электрона в атоме характеризуют четыре квантовых числа.****Могут ли быть в атоме два электрона с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел?**

Согласно принципу Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел.

39. Какое максимальное число электронов может находиться на одной орбитали?

На одной орбитали может находиться не более двух электронов.

40. Какие спины имеют электроны, которые находятся на одной орбитали?

Электроны, которые находятся на одной орбитали, имеют противоположные (антипараллельные) спины.

41. Какое максимальное число электронов может находиться на s -подуровне, p -подуровне, d -подуровне, f -подуровне?

Максимальное число электронов на:

- s -подуровне (одна s -орбиталь) – 2;
- p -подуровне (три p -орбитали) – 6;
- d -подуровне (пять d -орбиталей) – 10;
- f -подуровне (семь f -орбиталей) – 14.

5.3. ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ АТОМОВ

1. Что такое электронная формула (электронная конфигурация) атома?

Электронная формула атома – это изображение распределения электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням.

2. Электронная формула атома скандия Sc (№ 21) – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.

Что показывают в электронной формуле:

- большие цифры перед буквами;
- буквы (s, p, d, f);
- маленькие цифры после буквы справа сверху?

В электронной формуле:

- большие цифры показывают номер энергетического уровня (главное квантовое число);
- буквы обозначают форму электронного облака (орбитальное квантовое число, подуровень);
- маленькие цифры после буквы справа сверху показывают число электронов на данной орбитали.

3. Какие правила надо знать, чтобы правильно написать электронную формулу атома элемента?

Чтобы правильно написать электронную формулу атома, нужно знать:

- 1) правило наименьшего запаса энергии (правила Клечковского);

2) правило Гунда;

3) принцип Паули.

4. Суммой каких квантовых чисел определяется (характеризуется) энергия орбитали?

Энергия орбитали характеризуется суммой значений главного и орбитального квантовых чисел $n + l$.

5. Как формулируется правило наименьшего запаса энергии (правила Клечковского)?

Правило наименьшего запаса энергии формулируется так:

1. Орбитали заполняются электронами в порядке возрастания их энергии, которая характеризуется суммой $n + l$ (первое правило Клечковского).
2. Если сумма $n + l$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется электронами орбиталь, у которой n меньше (второе правило Клечковского).

6. Какая орбиталь, $4s$ или $3d$, заполняется электронами раньше?

Раньше электронами заполняется орбиталь с меньшим значением энергии. Энергия $4s$ -орбитали ($n + l = 4 + 0 = 4$) меньше, чем энергия $3d$ -орбитали ($n + l = 3 + 2 = 5$). Следовательно, $4s$ -орбиталь заполняется электронами раньше, чем $3d$ -орбиталь.

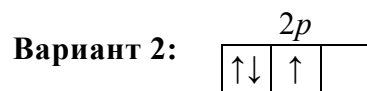
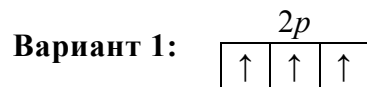
7. Какая орбиталь, $4p$ или $3d$, заполняется электронами раньше?

Раньше электронами заполняется орбиталь с меньшим значением энергии. Энергия $4p$ -орбитали ($n+l=4+1=5$) и энергия $3d$ -орбитали ($n+l=3+2=5$) одинаковые. Если сумма $n+l$ двух разных орбиталей одинакова, то раньше заполняется электронами орбиталь, у которой n меньше. Следовательно, $3d$ -орбиталь заполняется электронами раньше, чем $4p$ -орбиталь.

8. Как формулируется правило наибольшего суммарного спинового числа (правило Гунда)?

Правило Гунда формулируется так:
суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным.

9. По какому варианту, 1 или 2, происходит заполнение электронами p – орбиталей в атоме азота?



Согласно правилу Гунда, подуровень заполняется электронами так, чтобы суммарное спиновое число электронов было максимальным. Суммарный спин для варианта 1

$$\sum m_s = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$

больше, чем суммарный спин для варианта 2

$$\sum m_s = +\frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2}\right) + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}.$$

Следовательно, заполнение электронами p -орбиталей в атоме азота происходит по варианту 1.

10. Различают завершённые и незавершённые электронные слои.

Какой электронный слой называется завершённым?

Электронный слой, который содержит максимально возможное число электронов, называется завершённым.

11. Электронная формула атома кислорода – $1s^2 2s^2 2p^4$.

Завершённый или незавершённый внешний (последний) электронный уровень у атома кислорода?

Максимально возможное число электронов на втором энергетическом уровне равно 8 ($N = 2n^2$). У атома кислорода на внешнем уровне только шесть электронов. Следовательно, у атома кислорода внешний уровень незавершённый.

12. Чему равно максимальное число электронов на внешнем энергетическом уровне?

Максимальное число электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме любого элемента равно 8.

13. Чему равно число электронов на внешнем уровне у атомов элементов главных подгрупп?

Число электронов на внешнем уровне у атомов

элементов главных подгрупп равно номеру группы, в которой находятся элементы (кроме гелия He).

14. Чему равно число электронов на внешнем уровне у атомов элементов побочных подгрупп?

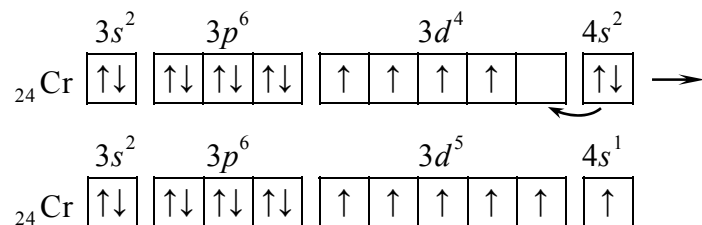
Число электронов на внешнем уровне у атомов элементов побочных подгрупп обычно равно 2 или 1.

15. Какое явление называется «перескоком» («провалом») электрона?

Переход электрона с s -подуровня внешнего уровня на d -подуровень предыдущего уровня называется «перескоком» электрона.

16. У каких двух элементов четвёртого периода происходит «перескок» электрона?

В четвёртом периоде «перескок» электрона происходит у атомов хрома и меди. Для атома хрома схематически это можно изобразить так:



17. Какие элементы называются s -элементами?

Элементы, у которых заполняются электронами s -орбитали внешнего слоя, называются s -элементами.

18. Какие элементы являются s -элементами?

Элементы главных подгрупп – IA и IIA, а также водород и гелий являются s -элементами.

19. Какие элементы называются p -элементами?

Элементы, у которых заполняются электронами p -орбитали внешнего уровня, называются p -элементами.

20. Какие элементы являются p -элементами?

Шесть последних элементов каждого периода (кроме I и VII) являются p -элементами.

21. В каких подгруппах, главных или побочных, находятся s - и p -элементы?

s -Элементы и p -элементы находятся в главных подгруппах.

22. Какие элементы называются d -элементами?

Элементы, у которых заполняются электронами d -орбитали, называются d -элементами.

23. В каких подгруппах, главных или побочных, находятся d -элементы?

d -Элементы находятся в побочных подгруппах.

5.4. ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

1. На какие две группы делят элементы в зависимости от строения их внешних электронных слоёв?

В зависимости от строения внешних электронных

слоёв элементы делят на элементы-металлы и элементы-неметаллы.

2. Сколько электронов во внешнем электронном слое содержат атомы металлов?

Как правило, атомы металлов содержат во внешнем электронном слое от одного до трёх электронов.

3. Сколько электронов во внешнем электронном слое содержат атомы неметаллов?

Атомы неметаллов содержат во внешнем электронном слое четыре и больше электронов.

4. Различают металлические и неметаллические свойства элементов. Чем определяются металлические свойства элемента?

Металлические свойства элемента определяются способностью его атомов отдавать электроны внешнего уровня. При этом атом превращается в положительно заряженный ион (катион).

5. Чем определяются неметаллические свойства элемента?

Неметаллические свойства элемента определяются способностью его атомов присоединять электроны. При этом атом превращается в отрицательно заряженный ион (анион).

6. Что такое ионы?

Ионы – это электрически заряженные частицы вещества, которые образуются из атомов в результате

отдачи или присоединения электронов.

7. От каких характеристик атома зависят свойства элементов?

Свойства элементов зависят от таких характеристик атома:

- радиуса атома;
- энергии ионизации;
- сродства к электрону;
- электроотрицательности.

8. Что характеризует радиус атома?

Согласно современной теории строения, атомы не имеют точных границ. Следовательно, атомный радиус характеризует приблизительный размер атома.

9. В каких единицах измеряются радиусы атомов?

Радиусы атомов измеряются в нанометрах

$$(1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}).$$

10. Как изменяется радиус атомов элементов в периодах с увеличением заряда ядра (слева направо)?

Радиус атомов элементов в периодах с увеличением заряда ядра уменьшается.

11. Почему радиус атомов элементов в периодах с увеличением заряда ядра (слева направо) уменьшается?

В периодах слева направо заряд ядра атомов увеличивается. Поэтому притяжение внешних электронов к ядру усиливается и радиус атомов элементов уменьшается.

12. Как зависит способность атома отдавать электроны от величины его радиуса?

Чем больше радиус, тем больше способность атома отдавать электроны.

13. Как изменяется радиус атомов элементов в главных подгруппах сверху вниз?

В главных подгруппах сверху вниз радиус атомов увеличивается.

14. Почему радиусы атомов элементов главных подгрупп сверху вниз увеличиваются?

Радиусы атомов элементов главных подгрупп сверху вниз увеличиваются, так как увеличивается число электронных слоёв в атомах.

15. Как зависят свойства элементов от величины радиуса их атомов?

Чем больше радиус атома, тем более сильно выражены металлические свойства элемента.

16. Что такое энергия ионизации?

Энергия ионизации (I) – это количество энергии, необходимое для отрыва электрона от нейтрального атома.

17. В каких единицах выражают энергию ионизации?

Энергию ионизации выражают в килоджоулях на моль (кДж/моль).

18. Металлические или неметаллические свойства ато-

ма элемента определяет (характеризует) энергия ионизации?

Энергия ионизации характеризует способность атома отдавать электроны. Отдавать электроны – это свойство атомов металлов. Следовательно, энергия ионизации определяет металлические свойства элемента.

19. Как зависят металлические свойства элемента от величины энергии ионизации?

Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражены металлические свойства элемента.

20. Как изменяются энергия ионизации и свойства элементов в периодах слева направо?

В периодах слева направо энергия ионизации атомов элементов увеличивается. Чем больше энергия ионизации, тем сильнее выражены неметаллические свойства элемента. Следовательно, в периодах слева направо неметаллические свойства элементов усиливаются, а металлические ослабевают.

21. Как изменяются энергия ионизации и свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз?

В главных подгруппах энергия ионизации элементов сверху вниз уменьшается. Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражены металлические свойства элемента. Следовательно, в главных подгруппах металлические свойства элементов сверху вниз усиливаются, а неметаллические ослабевают.

22. Какие элементы имеют самые низкие (наименьшие) значения энергии ионизации?

Элементы подгруппы IA (щелочные металлы) имеют наименьшие значения энергии ионизации.

23. Что такое сродство к электрону?

Сродство к электрону (E) – это количество энергии, которое выделяется при присоединении электрона к атому.

24. В каких единицах выражают сродство к электрону?

Сродство к электрону выражают в килоджоулях на моль (кДж/моль).

25. Металлические или неметаллические свойства элементов определяет (характеризует) сродство к электрону?

Сродство к электрону определяет способность атома присоединять электроны. Присоединять электроны – это свойство атомов неметаллов. Следовательно, сродство к электрону характеризует неметаллические свойства элементов.

26. Как зависят неметаллические свойства элемента от величины сродства к электрону?

Чем больше сродство к электрону, тем сильнее выражены неметаллические свойства элемента.

27. Как изменяются сродство к электрону и свойства элементов в периодах слева направо?

Сродство к электрону в периодах слева направо уве-

личивается. Сродство к электрону определяет неметаллические свойства элементов. Следовательно, в периодах слева направо неметаллические свойства элементов усиливаются, а металлические ослабевают.

28. Какие элементы имеют наибольшее значение сродства к электрону?

Наибольшее значение сродства к электрону имеют элементы главной подгруппы VII группы.

29. Что такое электроотрицательность?

Электроотрицательность (X) – это способность атома в соединении притягивать к себе электроны.

30. Металлические или неметаллические свойства элемента характеризует электроотрицательность?

Электроотрицательность определяет способность атома притягивать к себе электроны. Притягивать к себе электроны – это свойство атомов неметаллов. Следовательно, электроотрицательность характеризует неметаллические свойства элемента.

31. Чему равна электроотрицательность элемента?

Электроотрицательность элемента равна сумме его энергии ионизации и сродства к электрону:

$$X = I + E.$$

32. На практике применяют не абсолютные, а относительные электроотрицательности элементов.

Что такое относительная электроотрицательность?

За единицу относительной электроотрицательности принимают электроотрицательность лития и с ней сравнивают электроотрицательность других элементов. Следовательно, относительная электроотрицательность – это отношение абсолютной электроотрицательности элемента к абсолютной электроотрицательности лития:

$$\chi(\text{элемента}) = \frac{X(\text{элемента})}{X(\text{Li})}.$$

33. Как зависят свойства элементов от величины электроотрицательности?

Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее он притягивает электрон и тем сильнее выражены его неметаллические свойства.

34. Как изменяются электроотрицательность и свойства элементов в периодах слева направо?

В периодах слева направо электроотрицательность элементов увеличивается. Электроотрицательность характеризует неметаллические свойства элементов. Следовательно, неметаллические свойства элементов в периодах слева направо усиливаются.

35. Как изменяются электроотрицательность и свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз?

В главных подгруппах сверху вниз электроотрицательность элементов уменьшается. Следовательно, и неметаллические свойства элементов ослабевают.

36. Как современная теория строения атома объясняет сходные свойства химических элементов?

Современная теория строения атома сходные свойства элементов объясняет сходством строения их внешних электронных слоёв.

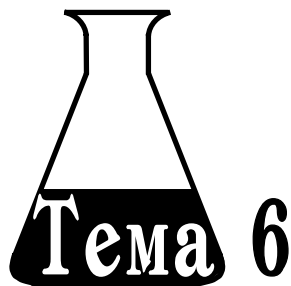
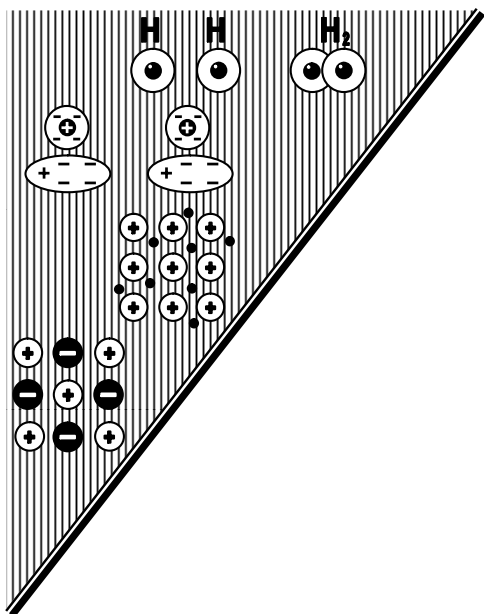
37. Почему литий, натрий и калий имеют сходные свойства?

Согласно современной теории строения атома, сходные свойства элементов объясняются сходством строения их внешних электронных слоёв. Атомы лития, натрия и калия имеют по одному электрону на внешнем уровне ($\text{Li } 2s^1$; $\text{Na } 3s^1$; $\text{K } 4s^1$), то есть они имеют сходную структуру внешнего электронного слоя. Поэтому химические свойства этих элементов сходные.

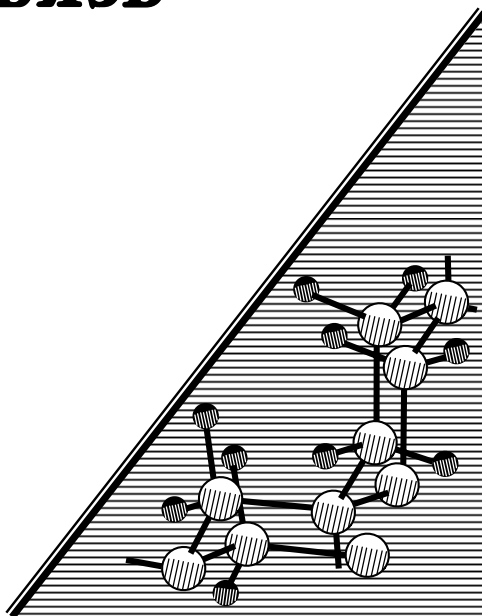
38. Состояние химической науки не позволило Д.И. Менделееву объяснить причину периодического повторения свойств элементов.

Как современная теория строения атома объясняет периодическое повторение свойств элементов?

С точки зрения современной теории строения атома, свойства химических элементов периодически повторяются, потому что периодически повторяется структура внешнего электронного слоя их атомов.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



ТЕМА 6

6.1. Типы химической связи

1. При соединении атомов между ними образуется химическая связь.

Что такое химическая связь?

Химическая связь — это взаимодействие атомов (или других частиц вещества), в результате которого образуются молекулы, ионы или кристаллы.

2. Что происходит с атомами при возникновении между ними химической связи?

При возникновении химической связи происходит электростатическое взаимодействие электронов и ядер атомов, образующих связь.

3. Все ли электроны атома принимают участие в образовании химических связей?

Нет, в образовании химических связей принимают участие только электроны, которые слабо связаны с ядром атома.

4. Как называются электроны, которые принимают участие в образовании химических связей?

Электроны, которые принимают участие в образовании химических связей, называются валентными.

5. Где находятся валентные электроны?

Валентные электроны элементов главных подгрупп находятся на s - и p -орбиталях последнего (внешнего) энергетического уровня. У элементов побочных

подгрупп валентные электроны, как правило, находятся на s -орбиталях последнего уровня и на d -орбиталях предпоследнего уровня.

6. Какую электронную конфигурацию внешнего уровня стремятся образовать атомы при возникновении между ними химической связи?

При возникновении химической связи атомы стремятся образовать устойчивую электронную конфигурацию внешнего уровня.

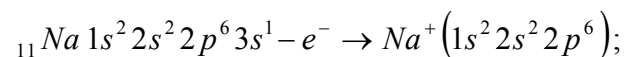
7. Какая электронная конфигурация является устойчивой?

Устойчивой является электронная конфигурация внешнего уровня из двух или восьми электронов, то есть электронная конфигурация инертных элементов (s^2 или ns^2np^6).

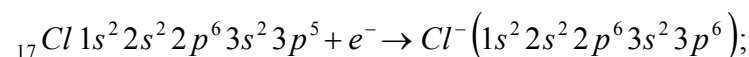
8. Как атомы могут образовать устойчивую электронную конфигурацию?

Устойчивую электронную конфигурацию атомы могут образовать в результате:

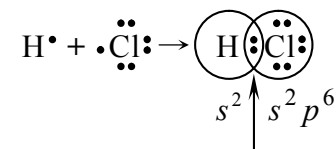
– отдачи атомом электронов:



– присоединения атомом электронов:



– образования общей электронной пары:



общая электронная пара

На схеме электроны внешнего уровня атомов водорода и хлора обозначены точками.

9. Каковы основные типы химической связи?

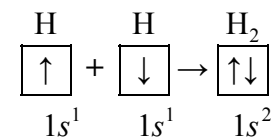
Основные типы химической связи – это ковалентная (неполярная и полярная), ионная, водородная и металлическая.

10. Что такое ковалентная связь?

Ковалентная связь – это связь, которая образуется с помощью общих электронных пар.

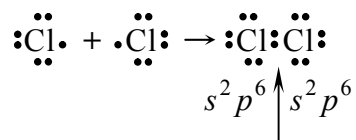
11. Какие атомы, с параллельными или антипараллельными (противоположными) спинами, образуют химическую связь?

Атомы с антипараллельными спинами притягиваются, а с параллельными спинами отталкиваются. Поэтому химическую связь образуют только атомы с антипараллельными спинами. Например, образование молекулы водорода можно схематически изобразить так:



12. Как образуется общая электронная пара при возникновении ковалентной связи?

Общая электронная пара образуется в результате объединения двух электронов с антипараллельными спинами, которые принадлежат двум атомам. Например, если электроны внешнего уровня атома хлора обозначить точками, то образование молекулы хлора схематически можно изобразить так:



общая электронная пара

13. Что происходит с электронными орбиталями атомов при образовании ковалентных связей?

При образовании ковалентных связей орбитали атомов перекрываются:

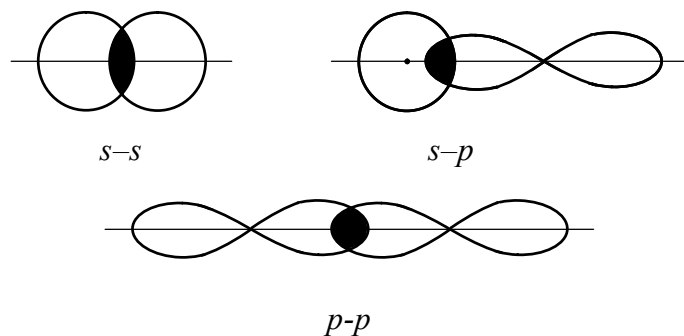


Рисунок 6.1 – Перекрывание орбиталей атомов

14. Как зависит прочность ковалентной связи от степени перекрывания орбиталей атомов?

Чем больше степень перекрывания орбиталей, тем прочнее образующаяся связь.

15. Различают ковалентную неполярную и ковалентную полярную связь.

От какого свойства атомов, образующих связь, зависит тип ковалентной связи?

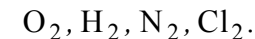
Тип ковалентной связи зависит от величины электроотрицательности атомов, образующих связь.

16. Что такое ковалентная неполярная связь?

Ковалентная неполярная связь – это связь, у которой общая электронная пара располагается симметрично относительно ядер атомов, образующих связь.

17. В каких случаях образуется ковалентная неполярная связь?

Ковалентная неполярная связь образуется между атомами, имеющими одинаковую электроотрицательность. Например:



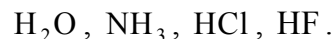
18. Что такое ковалентная полярная связь?

Ковалентная полярная связь – это связь, у которой общая электронная пара располагается несимметрично относительно ядер атомов, образующих связь.

19. В каких случаях образуется ковалентная полярная связь?

Ковалентная полярная связь образуется между ато-

мами, имеющими различную электроотрицательность. *Например:*



20. К какому из атомов смещается общая электронная пара при образовании ковалентной полярной связи?

При образовании ковалентной полярной связи общая электронная пара смещается к атому с большей электроотрицательностью.

21. В зависимости от характера перекрывания электронных орбиталей различают σ -связь (сигма-связь) и π -связь (пи-связь).

Что такое σ -связь?

σ -Связь – это связь, у которой электронные орбитали перекрываются в направлении (вдоль) прямой линии, соединяющей ядра атомов, то есть по оси связи.

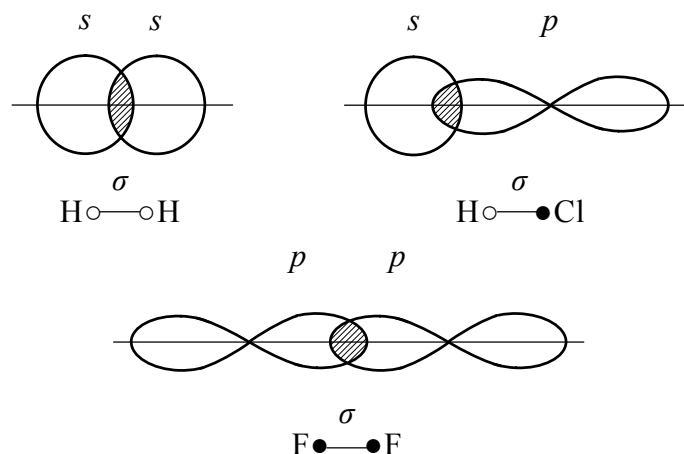


Рисунок 6.2 – Схематическое изображение σ -связи в молекулах водорода, хлороводорода и фтора

22. При перекрывании каких орбиталей образуется ковалентная σ -связь?

Ковалентная σ -связь образуется при перекрывании s - s , s - p и p - p -орбиталей (смотри рис.6.2).

23. Что такое π -связь?

π -Связь – это ковалентная связь, которая образуется при перекрывании электронных орбиталей по обе стороны прямой, соединяющей ядра атомов.

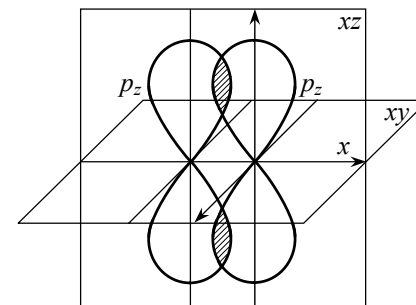


Рисунок 6.3 – Схематическое изображение π -связи

24. Какая связь, σ -связь или π -связь, более прочная?

σ -Связь более прочная, чем π -связь.

25. Почему σ -связь более прочная, чем π -связь?

σ -Связь более прочная, так как перекрывание орбиталей атомов вдоль линии связи («лобовое» перекрывание) больше, чем перекрывание орбиталей по обе стороны от линии связи («боковое» перекрывание).

26. При возникновении ковалентной неполярной или ковалентной полярной связи каждый из двух атомов затрачивает по одному электрону. Но существует и другой ме-

ханизм образования ковалентной связи, который называется донорно-акцепторным.

Как образуется связь по донорно-акцепторному механизму?

Согласно донорно-акцепторному механизму, ковалентная связь образуется между атомами, один из которых имеет неподелённую (свободную) пару электронов, а другой – свободную (вакантную) орбиталь. Неподелённая электронная пара становится общей для обоих атомов. Атом, который предоставляет электронную пару для образования связи, называется донором. Атом, который имеет свободную орбиталь, называется акцептором.

27. Как называется ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму?

Связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, называется донорно-акцепторной или координационной. Донорно-акцепторная связь – это особый вид ковалентной связи.

28. Отличаются ли ковалентные связи, образованные по разным механизмам, своими характеристиками?

Нет, ковалентные связи, образованные по разным механизмам, равноценны.

29. Какие основные характеристики ковалентной связи?

Основные характеристики ковалентной связи следующие:

ТЕМА 6

- длина связи;
- энергия связи;
- насыщенность связи;
- кратность связи;
- направленность связи в пространстве.

30. Что такое длина связи? В каких единицах она измеряется?

Длина связи – это расстояние между ядрами атомов, образующих связь. Длина связи измеряется в нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

31. Что такое энергия связи? В каких единицах она измеряется?

Энергия связи – это количество энергии, которое необходимо для разрыва (разрушения) химической связи. Энергия связи измеряется в килоджоулях на моль (кДж/моль).

32. Как зависит прочность связи от её длины?

Чем меньше длина связи, тем прочнее химическая связь.

33. Что такое насыщенность ковалентной связи?

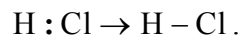
Насыщенность ковалентной связи – это способность атома образовывать определённое число ковалентных связей.

34. Что такое кратность связи?

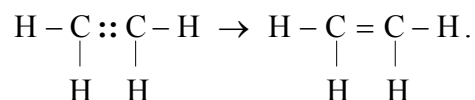
Кратность связи – это число общих электронных пар (число связей), которые связывают атомы.

35. Какая связь называется простой (одинарной)?

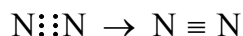
Связь между двумя атомами при помощи одной пары электронов называется простой. *Например:*

**36. Какая связь называется двойной?**

Связь между двумя атомами при помощи двух электронных пар называется двойной. *Например,* двойная связь образуется между атомами углерода в этилене:

**37. Какая связь называется тройной?**

Связь между двумя атомами при помощи трёх электронных пар называется тройной. *Например,* тройная связь образуется в молекулах азота:

**38. Ковалентная связь имеет направленность (направление) в пространстве.****Почему ковалентная связь имеет направленность в пространстве?**

Ковалентная связь имеет направленность в пространстве, потому что направленность имеют электронные орбитали атомов, образующих связь.

39. Что определяет направленность ковалентной связи?

Направленность ковалентной связи определяет про-

странственную структуру молекул (линейную или угловую форму). *Например:*

хлороводород HCl имеет линейную форму молекулы, а вода H_2O – угловую форму:

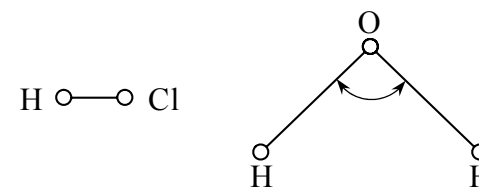


Рисунок 6.4 – Пространственная структура молекул хлороводорода и воды

40. Что такое угол связи (валентный угол)?

Угол связи (валентный угол) – это угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра двух химически связанных соседних атомов. *Например:*

в молекуле воды угол связи равен $104,5^\circ$.

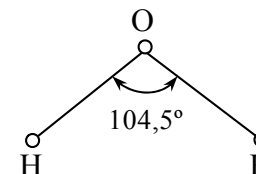


Рисунок 6.5 – Строение молекулы воды

41. Могут ли валентные электронные орбитали изменять свою форму и энергию?

Да, при образовании химических связей валентные электронные орбитали могут изменять свою форму и энергию в результате гибридизации орбиталей.

42. Что такое гибридизация орбиталей?

Гибридизация орбиталей – это превращение электронных орбиталей разной энергии и разной формы в одинаковые по форме и энергии гибридные орбитали.

43. В каких случаях происходит гибридизация орбиталей?

Гибридизация орбиталей происходит тогда, когда в образовании связей у данного атома участвуют электроны разного типа (*например, s- и p-электроны*).

44. Изменяется ли число исходных орбиталей в результате гибридизации?

Нет, число исходных орбиталей в результате гибридизации не изменяется. Число гибридных (смешанных) орбиталей равно числу исходных орбиталей.

45. Чем гибридные орбитали отличаются от исходных орбиталей?

По сравнению с исходными орбиталями гибридные орбитали сильнее вытянуты в одну сторону от ядра.

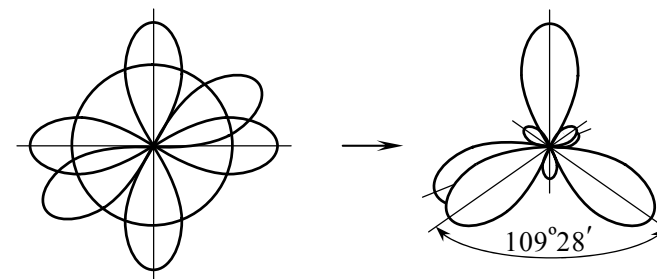
46. Какие типы гибридизаций наиболее часто происходят при образовании химических связей?

При образовании химических связей наиболее часто происходят такие типы гибридизаций:

- sp^3 (эс-пэ-три) – гибридизация;
- sp^2 (эс-пэ-два) – гибридизация;
- sp (эс-пэ) – гибридизация.

47. Что такое sp^3 -гибридизация?

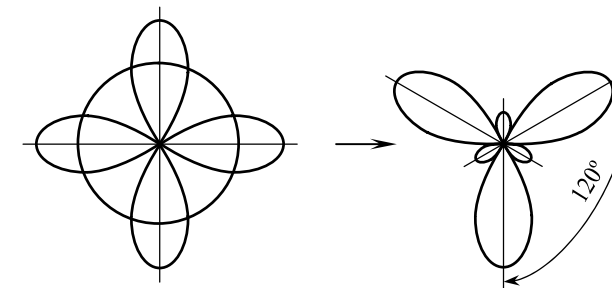
sp^3 -Гибридизация – это превращение одной s- и трёх p-орбиталей в четыре одинаковые гибридные орбитали.



$(s + p + p + p)$ -орбитали четыре sp^3 -орбитали

Рисунок 6.6 – sp^3 -Гибридизация**48. Что такое sp^2 -гибридизация?**

sp^2 -Гибридизация – это превращение одной s- и двух p-орбиталей в три одинаковые гибридные орбитали.



$(s + p + p)$ -орбитали три sp^2 -орбитали

Рисунок 6.7 – sp^2 -Гибридизация**49. Что такое sp -гибридизация?**

sp-Гибридизация – это превращение одной *s*- и одной *p*-орбитали в две одинаковые гибридные орбитали.

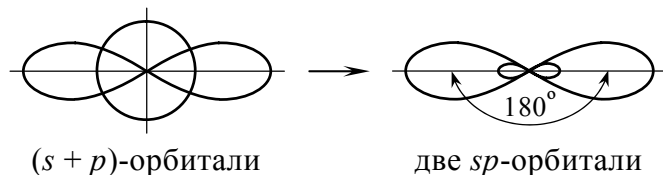


Рисунок 6.8 – *sp*-Гибридизация

50. Какая химическая связь более прочная:

- а) образованная с участием гибридных орбиталей;
- б) образованная с участием негибридных (чистых) орбиталей?

Химическая связь, образованная с участием гибридных орбиталей, более прочная, чем связь, которая осуществляется чистыми *s*- и *p*-орбиталями.

51. Почему связь, образованная гибридными орбиталями, более прочная, чем связь, образованная негибридными орбиталями?

Гибридные орбитали по форме сильнее вытянуты в пространстве. Поэтому происходит более полное их перекрывание с орбиталями взаимодействующих атомов. Следовательно, в результате образуется более прочная связь.

52. Что такое ионная связь?

Ионная связь – это связь, которая образуется в результате электростатического притяжения ионов.

53. В каких случаях возникает ионная связь?

Ионная связь возникает в том случае, когда атомы, образующие связь, очень сильно различаются электроотрицательностями.

54. Какие соединения называются ионными?

Соединения, образованные из ионов, называются ионными.

55. Какие элементы образуют преимущественно ионную связь?

Преимущественно ионную связь образуют типичные металлы (элементы главных подгрупп I и II групп) с типичными неметаллами (в основном, с элементами главной подгруппы VII группы).

Например: NaCl, KF, LiCl, CaF₂.

56. Что такое водородная связь?

Водородная связь – это связь, которая образуется между атомом водорода одной молекулы и атомом сильно отрицательного элемента (O, N, F) другой молекулы.

57. В каких случаях образуется водородная связь?

Водородная связь образуется в тех случаях, когда атом водорода в молекуле вещества связан с атомом сильно электроотрицательного элемента – кислорода, азота, фтора, реже серы и хлора.

58. Как объясняется механизм образования водородной связи?

Существует два объяснения образования водородной связи:

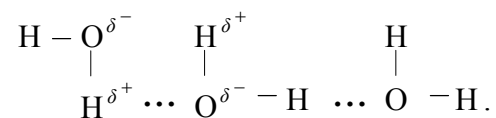
- действием между молекулами электростатических сил;
- донорно-акцепторным взаимодействием атома водорода и атома электроотрицательного элемента.

59. Как объясняется образование водородной связи действием электростатических сил?

Образование водородной связи действием электростатических сил объясняется следующим образом.

В молекулах веществ, способных образовывать водородные связи, атом водорода имеет частичный положительный заряд (δ^+). Атомы электроотрицательных элементов (O, N, F) имеют частичный отрицательный заряд (δ^-). Положительно заряженный атом водорода одной молекулы притягивается отрицательно заряженным атомом электроотрицательного элемента другой молекулы. Между молекулами происходит электростатическое взаимодействие. В результате между атомом водорода и электроотрицательным элементом образуется водородная связь. Водородная связь обозначается точками.

Например, образование водородной связи в воде можно изобразить так:



60. Как объясняется образование водородной связи донорно-акцепторным взаимодействием атомов?

При образовании водородной связи по донорно-акцепторному механизму донором электронной пары является атом электроотрицательного элемента (O, N, F), а акцептором – атом водорода.

61. Какая связь называется металлической?

Связь в металлах между ионами металлов и относительно свободными электронами называется металлической.

6.2. ВАЛЕНТНОСТЬ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

1. Понятие валентности применяется для веществ с ковалентной связью.

Что такое валентность с точки зрения теории строения атома?

Валентность – это число химических связей, которыми данный атом соединён с другими атомами.

2. От чего зависит число химических связей, которые может образовать атом данного элемента?

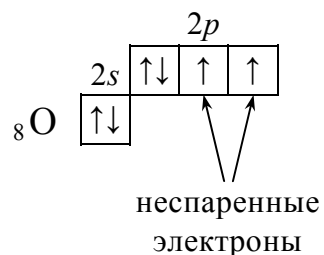
Число химических связей, которые может образовать атом, как правило, зависит от числа его неспаренных электронов.

3. Что нужно знать, чтобы определить возможные значения валентности элемента?

Для определения возможных значений валентности элемента надо знать распределение электронов в атоме по уровням и подуровням, а также число неспаренных электронов, то есть надо знать электронно-графическую формулу атома.

4. Как теория строения атома объясняет двухвалентность атома кислорода?

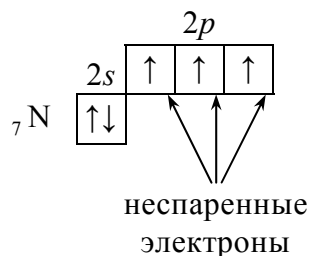
В атоме кислорода на внешнем уровне имеется два неспаренных электрона:



Эти электроны могут образовать две химические связи с другими атомами. Следовательно, валентность кислорода равна двум.

5. Как объясняется трёхвалентность атома азота?

Электронное строение внешнего энергетического уровня атома азота следующее:



Атом азота на внешнем уровне имеет три неспаренных электрона, которые могут образовать три химические связи с другими атомами. Следовательно, валентность атома азота в этом случае равна трём.

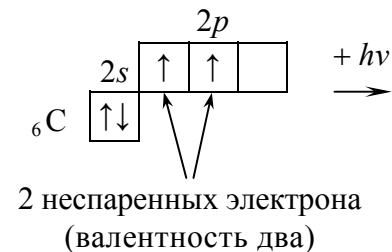
6. Может ли измениться число неспаренных электронов в атоме?

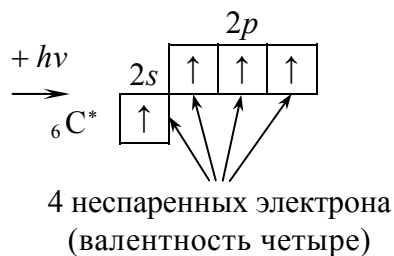
Да, число неспаренных электронов может измениться при возбуждении атома, то есть, если атом получит дополнительную энергию.

7. Для определения валентности необходимо учитывать не только основное (невозбуждённое), но и возбуждённое состояние атома.

Что происходит с валентными электронами при возбуждении атома?

При возбуждении атома происходит распаривание электронов, то есть переход электронов с одной орбитали на другую орбиталь данного уровня. В результате число неспаренных электронов увеличивается. Для атома углерода это схематически можно изобразить так:





8. Возможен ли переход электронов с одного энергетического уровня на другой?

Переход электронов с одной орбитали на другую, как правило, происходит в пределах данного энергетического уровня. Переход электронов на свободные орбитали других уровней требует большой затраты энергии и поэтому энергетически невыгоден.

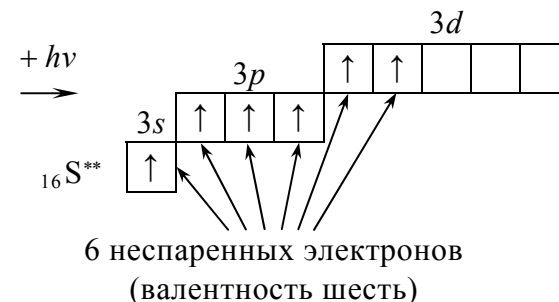
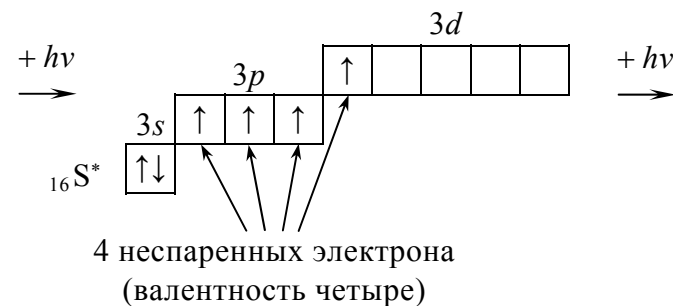
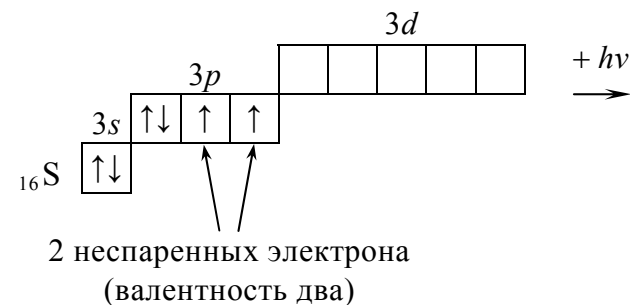
9. Многие элементы имеют переменную валентность.

Как объясняется переменная валентность элемента?

Переменная валентность элемента объясняется изменением числа неспаренных электронов атома при его возбуждении.

10. Как объясняется переменная валентность атома серы?

Переменная валентность атома серы объясняется увеличением числа неспаренных электронов атома при его возбуждении. В невозбуждённом состоянии у атома серы два неспаренных электрона. В таком состоянии атом серы может образовать две связи, то есть его валентность равна двум ($\text{H}_2\overset{\text{II}}{\text{S}}$). Это схематически можно изобразить так:



Из схемы следует, что у атома серы на внешнем уровне имеются свободные d -орбитали. При возбуждении атома происходит распаривание $3p$ - и $3s$ -электронов. В результате образуются четыре или шесть неспаренных электронов. Следовательно, атом серы в возбуждённом состоянии может иметь ва-

валентность четыре ($\overset{\text{IV}}{\text{S O}_2}$) и шесть ($\overset{\text{VI}}{\text{S O}_3}$).

11. Как правило, валентность определяется числом неспаренных электронов атома элемента. Однако, согласно донорно-акцепторному механизму, в образовании химических связей могут принимать участие и неподелённые электронные пары атомов.

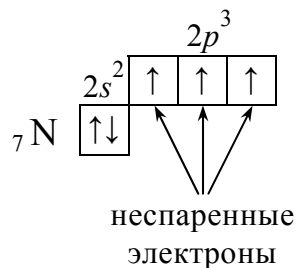
Чем определяется в общем случае валентность атома элемента?

Валентность атома определяется числом его неспаренных электронов и числом неподелённых электронных пар, способных образовывать связи с другими атомами по донорно-акцепторному механизму.

12. Азот имеет переменную валентность – три и четыре.

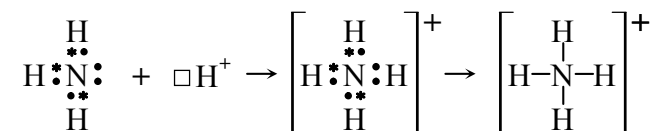
Как объясняется четырёхвалентность атома азота?

У атома азота на внешнем уровне 5 электронов.



Три из них ($2p^3$) – неспаренные и могут образовать три химические связи. Кроме того, неподелённая электронная пара атома $2s^2$ может образовать ещё одну ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму. Следовательно, атом азота может образо-

вать четыре связи, то есть азот может иметь валентность, равную четырём. Например, четырёхвалентным азот является в ионе аммония NH_4^+ . Образование ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму происходит при взаимодействии молекулы аммиака NH_3 с ионом водорода. В данном случае донором является атом азота, а акцептором – ион водорода. Образование катиона аммония NH_4^+ можно представить схемой:



В схеме точками обозначены электроны азота, звёздочками – электроны водорода. Ячейка обозначает вакантную $1s$ -орбиталь иона водорода.

13. Как правило, числовые значения валентности соответствуют номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе. Азот, в отличие от других элементов V группы, не проявляет валентность, равную пяти.

Как теория строения атома объясняет невозможность атома азота иметь валентность, равную номеру группы, то есть валентность пять?

Атом азота образует три химические связи за счёт трёх неспаренных электронов $2p$ -орбиталей. Четвёртая связь образуется за счёт неподелённой элек-

тронной пары $2s^2$. Пятая химическая связь могла бы образоваться за счёт распаривания электронов $2s^2$. Но, так как на внешнем энергетическом уровне нет свободных орбиталей, то распаривание не происходит. Значит, атом азота не может образовать больше, чем четыре химические связи. Следовательно, высшая валентность азота – четыре.

14. Валентность определяется числом ковалентных связей. Ковалентная связь образуется общей электронной парой.

Исходя из этого, какое можно дать определение валентности?

Валентность – это число общих электронных пар, которыми данный атом соединён с другими атомами.

15. Для характеристики способности атомов соединяться друг с другом, кроме валентности, применяется понятие степень окисления (окислительное число).

Что такое степень окисления?

Степень окисления – это условный заряд атома элемента в соединении, если предположить, что соединение состоит из ионов.

16. Какие значения может иметь степень окисления?

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значения.

17. Какие атомы имеют положительное значение степени окисления?

Положительное значение степени окисления имеют атомы, которые отдают свои электроны другим атомам.

18. Какие атомы имеют отрицательное значение степени окисления?

Отрицательное значение степени окисления имеют атомы, которые присоединяют электроны от других атомов.

19. Какие атомы имеют нулевое значение степени окисления?

Нулевое значение степени окисления имеют атомы в простых веществах.

20. Чему равно числовое значение степени окисления?

Числовое значение степени окисления равно числу электронов, которые отдаёт или присоединяет атом.

21. Чему равна алгебраическая сумма степеней окисления атомов в соединении?

Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю.

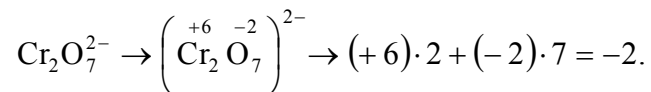
22. Чему равна степень окисления одноатомного (простого) иона?

Степень окисления простого иона равна его заряду.

23. Чему равна алгебраическая сумма степеней окисления атомов в сложном ионе?

Алгебраическая сумма степеней окисления всех

атомов в сложном ионе равна его заряду:

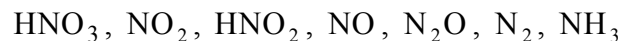


24. Есть ли элементы, которые имеют постоянную степень окисления?

Да, некоторые элементы имеют постоянную степень окисления. *Например*, литий, натрий, калий имеют постоянную степень окисления, равную +1; магний, кальций, барий имеют постоянную степень окисления, равную +2; алюминий имеет одно значение степени окисления, равное +3.

25. Может ли атом элемента иметь несколько значений степени окисления?

Да, многие элементы имеют несколько значений степени окисления. *Например*: в соединениях



степень окисления азота соответственно равна +5, +4, +3, +2, +1, 0, -3.

26. В каких случаях используется понятие степени окисления?

Понятие степени окисления используется при классификации веществ, описании их свойств, составлении формул соединений и их названий, при изучении окислительно-восстановительных реакций.

27. Всегда ли числовое значение степени окисления ато-

ма элемента равно его валентности?

Нет, числовое значение степени окисления атома элемента не всегда равно его валентности. *Например*:

в молекуле водорода степень окисления атома водорода равна 0 ($\overset{0}{\text{H}}_2$), а валентность равна 1 ($\text{H} - \text{H}$).

В молекуле азота степень окисления атома азота равна 0 ($\overset{0}{\text{N}}_2$), а валентность равна трём ($\text{N} \equiv \text{N}$).

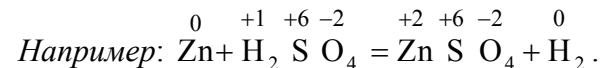
6.3. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1. Химические реакции можно разделить на два типа:

1. Реакции, при которых не изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ;
2. Реакции, при которых изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Как называются реакции, при которых степени окисления атомов изменяются?

Реакции, при которых изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.



В этой реакции степени окисления атомов цинка и водорода изменяются: степень окисления цинка повышается от 0 до +2, а степень окисления водорода понижается от +1 до 0.

2. Чем объясняется изменение степени окисления атомов в окислительно-восстановительных реакциях?

Изменение степени окисления атомов объясняется переходом (смещением) электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

3. В любой окислительно-восстановительной реакции одновременно происходят два процесса: окисление и восстановление.

Какой процесс называется окислением?

Процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом называется окислением.

Например: $\overset{0}{\text{Zn}} - 2\text{e}^- \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}}$ – это процесс окисления. В результате окисления степень окисления атомов повышается.

4. Какой процесс называется восстановлением?

Процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом называется восстановлением.

Например: $\overset{+1}{\text{H}} + \text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{H}}$ – это процесс восстановления. В результате восстановления степень окисления атомов понижается.

5. В окислительно-восстановительных реакциях различают окислители и восстановители.

Что такое окислители?

Окислители – это атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны.

6. Что такое восстановители?

Восстановители – это атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны.

7. Что происходит с окислителем и восстановителем в окислительно-восстановительных реакциях?

В окислительно-восстановительных реакциях окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется.

8. При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций применяются два метода:

- метод электронного баланса;
- ионно-электронный метод (метод полуреакций).

На чём основан метод электронного баланса?

Метод электронного баланса основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

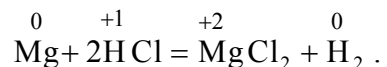
9. Какое правило надо помнить при подборе коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях?

При подборе коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях надо помнить, что число электронов, которое отдаёт восстановитель, всегда равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

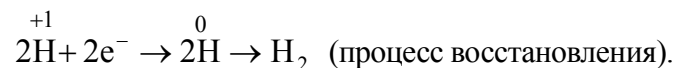
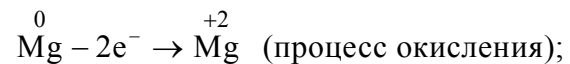
10. Как выражают процессы окисления и восстановления при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций?

Процессы окисления и восстановления выражают электронными уравнениями. В электронных урав-

нениях указывают степени окисления атомов и число электронов, которые отдаёт восстановитель и присоединяет окислитель. *Например:*

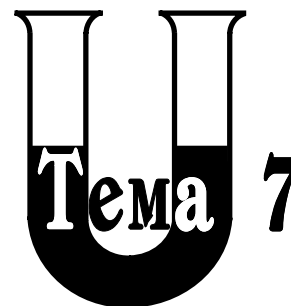


Электронные уравнения:

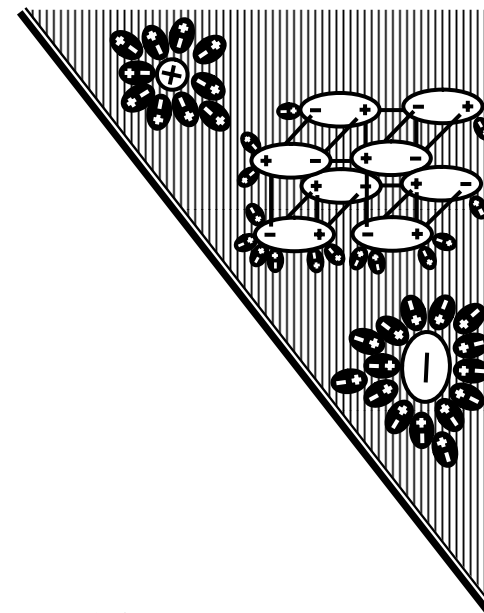
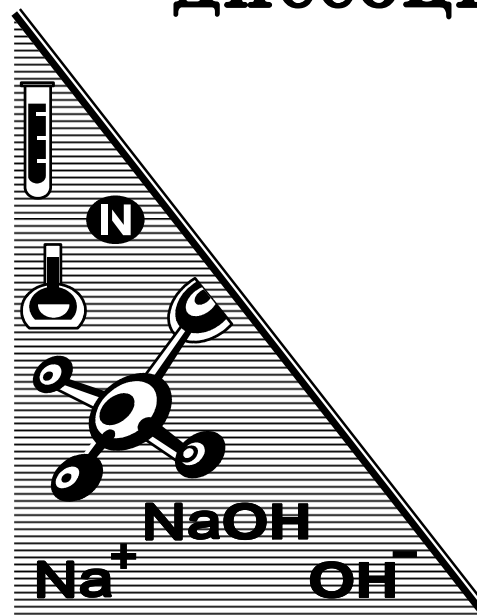


На основе электронных уравнений делаем выводы:

- магний отдаёт электроны. Следовательно, он является восстановителем. В процессе реакции восстановитель окисляется;
- атомы водорода со степенью окисления +1 присоединяют электроны. Значит, атомы водорода являются окислителем. В процессе реакции окислитель восстанавливается.



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



7.1. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИИ С. АРРЕНИУСА

1. На какие две группы делят вещества в зависимости от их способности проводить электрический ток?

В зависимости от способности проводить электрический ток вещества делят на электролиты и неэлектролиты.

2. Какие вещества называются электролитами?

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

3. Какие вещества называются неэлектролитами?

Вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

4. Электропроводность солей, щелочей и кислот объяснил шведский учёный С. Аррениус.

Сформулируйте основные положения (правила) теории электролитической диссоциации.

Основные положения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса:

1. Электролиты в растворах и расплавах диссоциируют на противоположно заряженные ионы (катионы и анионы).
2. Под действием электрического тока катионы движутся к катоду, а анионы – к аноду.
3. Диссоциация – обратимый процесс.

5. Что такое электролитическая диссоциация (ионизация)?

Электролитическая диссоциация – это распад электролита на ионы при растворении в полярном растворителе или при расплавлении.

6. Какие химические связи имеют электролиты?

Электролиты имеют ионные или ковалентные полярные связи.

7. Какие частицы являются переносчиками тока в электролитах?

Согласно теории электролитической диссоциации С. Аррениуса, переносчиками тока в электролитах являются ионы (катионы и анионы).

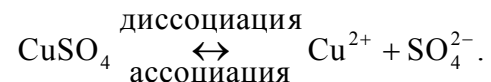
8. При диссоциации веществ образуются положительно и отрицательно заряженные частицы (катионы и анионы). Почему же при наличии в растворе заряженных частиц он остаётся нейтральным?

Раствор электролита электронейтральный, потому что суммарный заряд образовавшихся катионов равен суммарному заряду анионов.

9. Диссоциация является обратимым процессом. Что это значит?

Это значит, что при диссоциации одновременно происходят два процесса – процесс распада молекул электролита на ионы (диссоциация) и процесс взаимодействия образовавшихся ионов друг с другом (ассоциация). В результате взаимодействия ионов

снова могут образоваться молекулы электролита:



Таким образом, в растворе электролита одновременно могут находиться ионы и недиссоциированные молекулы.

10. Какие два условия необходимы для диссоциации веществ?

Для диссоциации необходимы такие условия:

- растворённое вещество должно быть полярным, то есть содержать ионные или полярные ковалентные связи;
- растворитель тоже должен быть полярным веществом.

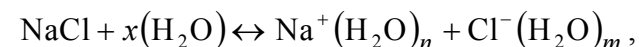
Например: полярное вещество хлороводород HCl при растворении в полярном растворителе воде диссоциирует практически полностью, а в неполярном растворителе бензоле C₆H₆ не диссоциирует.

11. Почему большинство органических веществ не являются электролитами?

Большинство органических веществ содержат неполярные ковалентные связи, поэтому они не являются электролитами.

12. Свободные или сольватированные (гидратированные) ионы образуются в результате диссоциации?

В результате диссоциации образуются не свободные, а сольватированные (гидратированные) ионы. Поэтому, *например*, уравнение диссоциации хлорида натрия NaCl в воде следует записать так:



где $x = n + m$ – общее число молекул воды, участвующих в гидратации ионов.

Но обычно уравнение диссоциации пишут упрощённо:



13. Способность вещества диссоциировать количественно характеризует степень диссоциации.

Что такое степень диссоциации электролита?

Степень диссоциации (α) – это отношение числа диссоциированных молекул (n) к исходному числу молекул растворённого вещества (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

14. Как выражают степень диссоциации?

Степень диссоциации выражают в долях единицы ($\alpha = \frac{n}{N}$) или в процентах ($\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$).

15. Что показывает степень диссоциации?

Степень диссоциации показывает, какая доля (часть) молекул электролита находится в растворе в виде ионов.

16. Какие предельные значения имеет степень диссоциации? Что они значат?

Степень диссоциации изменяется в пределах от 0 до 1. Если $\alpha = 0$, это значит, что вещество не диссоциирует, то есть оно является неэлектролитом. Если $\alpha = 1$ (100%), это значит, что всё растворённое вещество находится в виде ионов.

17. От чего зависит степень диссоциации?

Степень диссоциации зависит от:

- природы электролита;
- природы растворителя;
- концентрации растворённого вещества;
- температуры раствора.

18. На какие группы делят электролиты в зависимости от значения степени диссоциации?

В зависимости от значения степени диссоциации электролиты делят на:

- сильные ($\alpha > 0,3$, или $\alpha > 30\%$);
- слабые ($\alpha < 0,03$, или $\alpha < 3\%$).

19. Какие электролиты называются сильными?

Сильными электролитами называются электролиты, степень диссоциации которых велика (близка к 1).

20. Какие вещества относятся к сильным электролитам?

- К сильным электролитам относятся:
- почти все растворимые соли;

- многие неорганические кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 и др.);
- растворимые основания (NaOH , KOH , LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.).

21. Какие электролиты называются слабыми?

Слабыми электролитами называются электролиты, степень диссоциации которых мала.

22. Какие вещества относятся к слабым электролитам?

К слабым электролитам относятся:

- почти все органические кислоты;
- некоторые неорганические кислоты (H_2CO_3 , HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SiO_3);
- нерастворимые гидроксиды металлов;
- гидроксид аммония NH_4OH ;
- вода.

7.2. Диссоциация оснований, кислот и солей в водных растворах

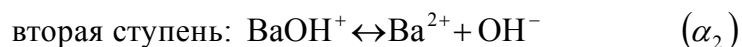
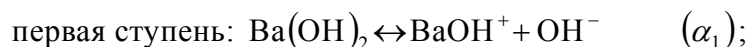
1. Как диссоциируют однокислотные основания?

Однокислотные основания в воде диссоциируют на катионы металла (катионы остатка основания) и гидроксид-ионы. Например:



2. Как диссоциируют многокислотные основания?

Многокислотные основания в воде диссоциируют ступенчато (постепенно), то есть происходит последовательный отрыв одного гидроксид-иона за другим. Каждая ступень диссоциации характеризуется определённым значением степени диссоциации. *Например:*



(α_2 всегда меньше α_1).

Без учёта ступеней диссоциации уравнение имеет вид:

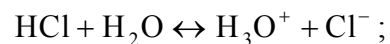


3. Какие вещества называются основаниями с точки зрения теории электролитической диссоциации?

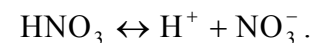
С точки зрения теории электролитической диссоциации основания – это электролиты, которые при диссоциации в воде образуют анионы только гидроксид-иона (других анионов не образуют).

4. Как диссоциируют одноосновные кислоты?

Одноосновные кислоты в воде диссоциируют на катионы водорода (точнее на ионы гидроксония H_3O^+) и на анионы кислотного остатка. *Например:*

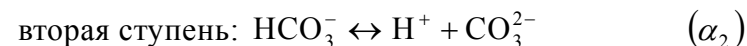


Упрощённые уравнения диссоциации имеют вид:



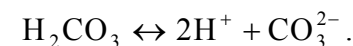
5. Как диссоциируют многоосновные кислоты?

Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (постепенно), то есть происходит последовательный отрыв одного водород-иона за другим. Каждая ступень диссоциации характеризуется определённым значением степени диссоциации. *Например:*



(α_2 всегда меньше α_1).

Без учёта ступеней диссоциации уравнение можно записать как суммарное:

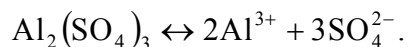


6. Какие вещества называются кислотами с точки зрения теории электролитической диссоциации?

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты – это электролиты, которые при диссоциации образуют только катионы водорода (других катионов не образуют).

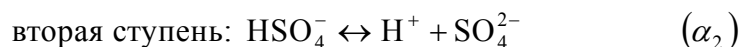
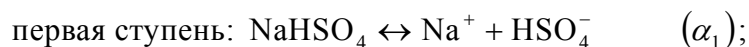
7. Как диссоциируют средние (нормальные) соли?

Средние соли в воде диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков. *Например:*



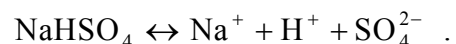
8. Как диссоциируют кислые соли?

Кислые соли в воде диссоциируют ступенчато (последовательно). Вначале легко отрываются ионы металлов, а затем водород-ионы. *Например:*



(α_2 всегда меньше α_1).

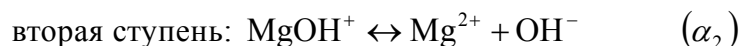
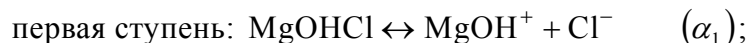
Без учёта ступеней диссоциации уравнение имеет вид:



Таким образом, кислые соли при диссоциации образуют катионы металла и водорода, а также анионы кислотных остатков.

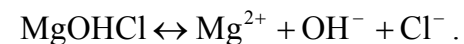
9. Как диссоциируют основные соли?

Основные соли в воде диссоциируют ступенчато. Вначале отрывается анион кислотного остатка, а затем от остатка основания отрывается гидроксид-ион. *Например:*



(α_2 всегда меньше α_1).

Без учёта ступеней диссоциации уравнение имеет вид:



Таким образом, основные соли при диссоциации, кроме ионов металла и кислотного остатка, образуют гидроксид-ионы.

10. Какие вещества называются солями с точки зрения теории электролитической диссоциации?

С точки зрения теории электролитической диссоциации соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы остатка основания и анионы кислотного остатка.

11. Как можно характеризовать растворы электролитов с точки зрения теории электролитической диссоциации?

С точки зрения теории электролитической диссоциации:

- растворы сильных электролитов – это ионные растворы. В них практически нет недиссоциированных молекул вещества;
- растворы слабых электролитов – это ионно-молекулярные растворы. В них наряду с ионами имеются также недиссоциированные молекулы вещества.

7.3. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ И УРАВНЕНИЯ

1. Что такое ионные реакции?

Ионные реакции – это реакции между ионами в рас-

ворах электролитов.

2. Как изображают (записывают) сильные электролиты при составлении ионных уравнений?

При составлении ионных уравнений сильные электролиты изображают в виде ионов, на которые они диссоциируют.

3. Как изображают при составлении ионных уравнений нерастворимые, газообразные и малодиссоциированные вещества (слабые электролиты)?

При составлении ионных уравнений нерастворимые, газообразные и малодиссоциированные вещества (слабые электролиты) изображают в виде молекул.

4. Какие уравнения различают при написании ионных уравнений?

При написании ионных уравнений различают:

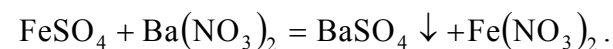
- молекулярное уравнение. В молекулярном уравнении исходные вещества и продукты реакции изображают в виде молекул;
- полное ионно-молекулярное уравнение. В ионно-молекулярном уравнении сильные электролиты изображают в виде ионов, а малодиссоциированные, нерастворимые и газообразные вещества – в виде молекул;
- сокращённое ионное уравнение. Сокращённое ионное уравнение получают из ионно-молекулярного уравнения после сокращения из него

ионов, не принимающих участия в реакции.

5. Как написать уравнение реакции между сульфатом железа (II) и нитратом бария в молекулярной и ионной формах? Что показывает сокращённое ионное уравнение реакции?

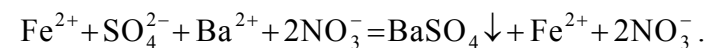
Задание необходимо выполнять в следующей последовательности:

1. Записываем молекулярное уравнение реакции:

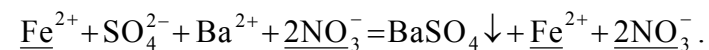


2. По таблице растворимости устанавливаем, что FeSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – растворимые вещества, то есть они являются сильными электролитами, а BaSO_4 – нерастворимое вещество.

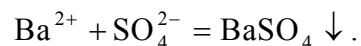
3. Составляем ионно-молекулярное уравнение, в котором все вещества, кроме BaSO_4 , записываем в ионном виде:



4. Составляем сокращённое ионное уравнение. Для этого исключаем из левой и правой частей ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы, то есть ионы, которые не принимают участие в реакции (они подчёркнуты):



Получаем:

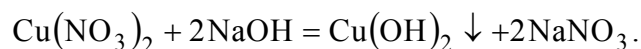


Сокращённое ионное уравнение реакции показывает, что сущность реакции сводится к взаимодействию ионов Ba^{2+} и сульфат-ионов SO_4^{2-} . В результате образуется осадок сульфата бария BaSO_4 .

6. Как по ионному уравнению $\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ составить молекулярное уравнение реакции?

Из ионного уравнения следует, что в левой части уравнения должны быть молекулы веществ, которые содержат ионы Cu^{2+} и гидроксид-ионы OH^- . Эти вещества должны быть растворимыми. Из ионного уравнения нельзя определить состав исходных веществ, содержащих ионы Cu^{2+} и гидроксид-ионы OH^- . Поэтому по таблице растворимости берём любые растворимые вещества, содержащие ионы Cu^{2+} и гидроксид-ионы OH^- . Такими веществами могут быть CuCl_2 , CuBr_2 , CuSO_4 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и KOH , NaOH , NH_4OH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Составляем молекулярное уравнение реакции. Например, для исходных веществ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и NaOH молекулярное уравнение реакции будет иметь такой вид:



7. Необратимые реакции (реакции, идущие в сторону об-

разования продуктов реакции) широко используются в производстве химических веществ.

В каких случаях реакции в растворах электролитов идут необратимо (до конца)?

Реакции в растворах электролитов идут необратимо, если в результате реакции образуется:

- 1) нерастворимое вещество (осадок);
- 2) газообразное вещество (газ);
- 3) слабый электролит.

Например:

- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{CaCO}_3 \downarrow$
 $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{CaCO}_3 \downarrow$
 $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow;$
- 2) $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{K}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
 $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow;$
- 3) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- = \text{Na}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}.$

**7.4. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ.
ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ**

1. Что такое ионное произведение воды?

Ионное произведение воды ($I_{\text{H}_2\text{O}}$, $K_{\text{H}_2\text{O}}$, K_{w}) – это

произведение концентраций водород-ионов и гидроксид-ионов в воде.

2. Чему равно числовое значение ионного произведения воды при 22°C?

Вода является слабым электролитом. Это значит, что она незначительно диссоциирует на ионы по уравнению:



Экспериментом установлено, что при 22°C в 1л воды диссоциирует только 10^{-7} моль молекул воды. Тогда, согласно уравнению диссоциации, образуется 10^{-7} моль/л водород-ионов (H^+) и 10^{-7} моль/л гидроксид-ионов (OH^-). Определим ионное произведение воды:

$$I_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14},$$

где $[\text{H}^+]$ – концентрация водород-ионов, моль/л;

$[\text{OH}^-]$ – концентрация гидроксид-ионов, моль/л.

Следовательно, числовое значение ионного произведения воды при 22°C равно 10^{-14}

3. Как делят растворы в зависимости от концентрации водород-ионов?

В зависимости от концентрации водород-ионов растворы делят на:

- нейтральные;
- кислые;
- щелочные.

4. Какие растворы называются нейтральными?

Нейтральными называются растворы, в которых концентрация водород-ионов равна концентрации гидроксид-ионов ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$).

5. Какие растворы называются кислыми?

Кислыми называются растворы, в которых концентрация водород-ионов больше, чем концентрация гидроксид-ионов ($[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$).

6. Какие растворы называются щелочными?

Щелочными называются растворы, в которых концентрация водород-ионов меньше, чем концентрация гидроксид-ионов ($[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$).

7. На практике неудобно применять числа с отрицательными показателями степени. Поэтому для удобства концентрацию ионов водорода выражают через водородный показатель. Символ водородного показателя рН (пэ-аш).

Чему равен водородный показатель?

Водородный показатель (рН) равен десятичному логарифму концентрации водород-ионов, взятому с обратным знаком: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. Например:

если $[H^+] = 10^{-5}$ моль/л, то $pH = -\lg 10^{-5} = 5$.

8. Как характеризуют реакцию (среду) раствора с помощью pH ?

С помощью pH реакцию растворов характеризуют так:

- pH 7 – нейтральная реакция;
- pH < 7 – кислая реакция;
- pH > 7 – щелочная реакция.

9. Чему равен pH в нейтральных растворах?

В нейтральных растворах pH равен 7.

10. Чему равен pH в кислых растворах?

В кислых растворах pH < 7.

11. Чему равен pH в щелочных растворах?

В щелочных растворах pH > 7.

12. Часто на практике очень важно знать реакцию раствора, то есть значение pH.

Как измеряют величину pH ?

Водородный показатель измеряется различными методами. Приблизительное значение pH можно определить при помощи специальных реактивов – индикаторов, окраска которых меняется в зависимости от концентрации водород-ионов. Точное значение pH можно определить при помощи специальных приборов – потенциометров.

7.5. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Средние соли не содержат ни водород-ионов (H^+), ни гидроксид-ионов (OH^-). Однако эксперимент показывает, что растворы солей могут иметь щелочную (pH > 7), кислую (pH < 7) или нейтральную реакцию (pH 7). Этот факт объясняется гидролизом солей.

Что называется гидролизом соли?

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуется слабый электролит.

2. Количественно гидролиз соли определяется степенью гидролиза (α_r, h).

Что такое степень гидролиза?

Степень гидролиза (α_r) – это отношение числа молекул, которые подверглись гидролизу (C_r), к общему числу молекул (C):

$$\alpha_r = \frac{C_r}{C}.$$

3. Что показывает степень гидролиза?

Степень гидролиза показывает, какая часть (доля) молекул соли подверглась гидролизу.

4. От каких факторов и как зависит степень гидролиза?

Степень гидролиза зависит от:

- концентрации растворённого вещества;

– температуры.

С уменьшением концентрации растворённого вещества степень гидролиза увеличивается. При повышении температуры степень гидролиза тоже увеличивается.

5. В каких случаях происходит гидролиз солей?

Гидролиз солей происходит только в тех случаях, когда ионы солей, образующиеся в результате электролитической диссоциации, способны образовать с водой слабый электролит.

6. Любую соль можно представить как продукт реакции кислоты и основания.

Какие четыре типа солей различают при гидролизе?

При гидролизе различают следующие 4 типа солей:

1. Соль сильного основания и слабой кислоты.

Например: карбонат натрия Na_2CO_3 образован сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2CO_3 ;

2. Соль слабого основания и сильной кислоты.

Например: хлорид аммония NH_4Cl образован слабым основанием NH_4OH и сильной кислотой HCl ;

3. Соль слабого основания и слабой кислоты.

Например: сульфид цинка ZnS образован слабым основанием $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и слабой кислотой H_2S ;

4. Соль сильного основания и сильной кислоты.

Например: нитрат натрия NaNO_3 образован сильным основанием NaOH и сильной кислотой HNO_3 .

7. Все ли соли подвергаются гидролизу?

Нет. Гидролизу подвергаются не все соли. Гидролизу подвергаются только:

- соли слабого основания и сильной кислоты;
- соли сильного основания и слабой кислоты;
- соли слабого основания и слабой кислоты.

8. Каков порядок действий при составлении уравнений гидролиза солей?

Для составления уравнений гидролиза соли необходимо:

1. Записать уравнение диссоциации соли.
2. Определить, какой ион подвергается гидролизу (гидролизу подвергается катион слабого основания или анион слабой кислоты).
3. Написать ионно-молекулярное уравнение гидролиза. В уравнениях гидролиза формулу воды удобно записывать в виде H_2O .
4. Из уравнения определить, какие ионы, H^+ или OH^- , накапливаются в результате гидролиза и сделать вывод о характере реакции раствора соли.

9. Как происходит гидролиз нитрита калия KNO_2 – соли

сильного основания KOH и слабой кислоты HNO₂?

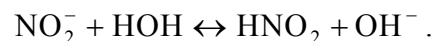
Какую реакцию будет иметь раствор этой соли?

Если соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, то происходит гидролиз по аниону:

1. Нитрит калия диссоциирует по уравнению:



2. Ионы калия (катионы сильного основания) не подвергаются гидролизу, так как они не могут образовать с водой слабый электролит.
3. Гидролизу подвергаются анионы слабой кислоты – нитрит-ионы NO₂⁻:



4. Из уравнения гидролиза следует, что в растворе появляется избыток гидроксид-ионов. Значит, раствор этой соли будет иметь щелочную реакцию (щелочную среду), pH > 7.

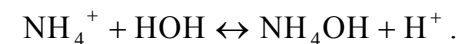
10. Написать уравнение гидролиза хлорида аммония NH₄Cl – соли слабого основания NH₄OH и сильной кислоты HCl. Какую реакцию будет иметь раствор этой соли?

Если соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, то происходит гидролиз по катиону:

1. $\text{NH}_4\text{Cl} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-.$

2. Хлорид-ионы (анионы сильной кислоты) не подвергаются гидролизу, так как они не могут образовать с водой слабый электролит.

3. Гидролизу подвергаются катионы аммония NH₄⁺:



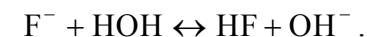
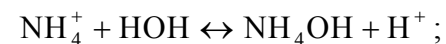
4. Из уравнения гидролиза следует, что в растворе появляется избыток водород-ионов. Следовательно, раствор хлорида аммония NH₄Cl будет иметь кислую реакцию (кислую среду), pH < 7.

11. Как происходит гидролиз фторида аммония NH₄F – соли слабого основания NH₄OH и слабой фтороводородной кислоты HF? Какую реакцию будет иметь раствор этой соли, если α(HF) > α(NH₄OH)?

Если соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, то происходит гидролиз по катиону и по аниону:

1. $\text{NH}_4\text{F} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-.$

2. Гидролизу подвергаются и катионы, и анионы, так как они могут образовать с водой слабый электролит:



Из уравнений следует, что концентрация водород-ионов и гидроксид-ионов в растворе соли будет такая

же, как в чистой воде ($[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, рН 7). Тогда реакция раствора будет зависеть от степени диссоциации образующихся при гидролизе фтороводородной кислоты HF и гидроксида аммония NH_4OH . Фтороводородная кислота HF и гидроксид аммония NH_4OH являются слабыми электролитами. Но степень диссоциации HF больше, чем степень диссоциации NH_4OH . Это значит, что в растворе будет небольшой избыток водород-ионов. Следовательно, раствор фторида аммония будет иметь слабокислую реакцию, то есть значение рН близко к 7.

12. Какие соли не подвергаются гидролизу? Почему?

Соли сильного основания и сильной кислоты не подвергаются гидролизу, потому что ионы таких солей не могут образовать с водой слабый электролит.

13. Какую реакцию имеют растворы солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой?

Растворы солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, имеют щелочную реакцию ($pH > 7$).

14. Какую реакцию имеют растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой?

Растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, имеют кислую реакцию ($pH < 7$).

15. Какую реакцию имеют растворы солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой?

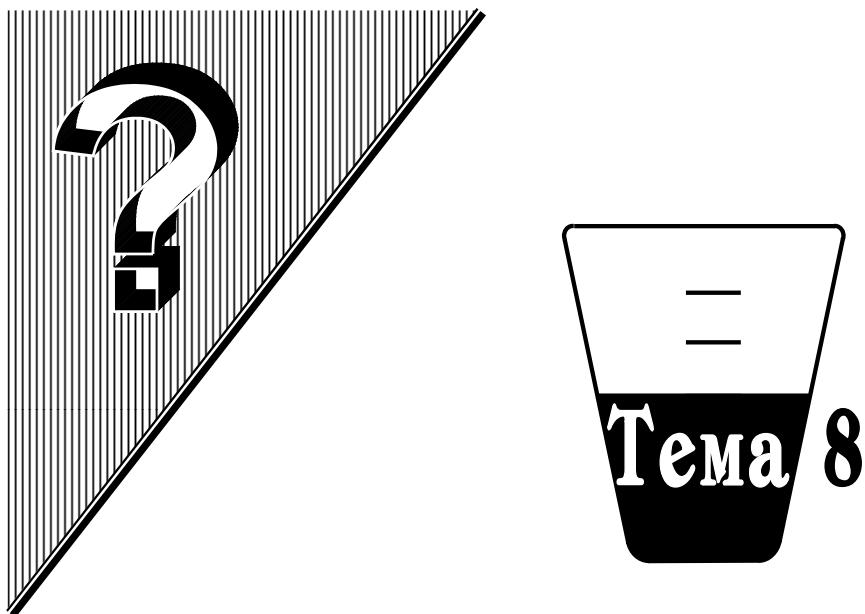
Реакция растворов солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, зависит от значения степени диссоциации кислоты и основания, которые образуются в результате гидролиза.

16. Какую реакцию имеют растворы солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой?

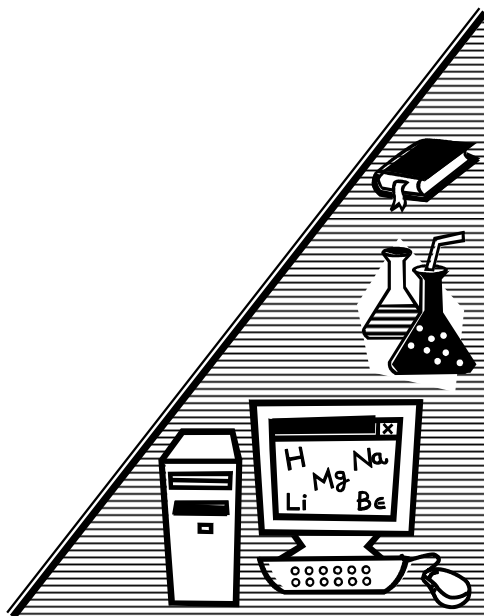
Соли сильного основания и сильной кислоты не подвергаются гидролизу. Поэтому концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в растворах таких солей такая же, как в чистой воде

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л, рН 7.}$$

Значит, растворы солей, образованных сильным основанием и сильной кислотой, имеют нейтральную реакцию (рН 7).



ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ



ТЕМА 8

КАК ВЫПОЛНЯТЬ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

Уважаемые студенты!

Тестовые задания нужны, чтобы понять, правильно ли вы усвоили учебный материал. Кроме того, они позволяют вам самостоятельно проверить свои знания и определить уровень подготовки к контрольным работам, семинарам, зачётам и экзаменам.

Приступать к работе над тестовыми заданиями необходимо после изучения теоретического материала по учебнику и конспекту. Кроме того, рекомендуем вам проработать учебный материал, представленный в форме вопросов и ответов в первой части этой книги. Это даст вам возможность быстро повторить теорию и ознакомиться с типами вопросов, которые предлагаются студентам при контроле знаний, а также с ответами на них.

Каждое тестовое задание состоит из вопроса и четырёх ответов, из которых только один правильный. Ключ к заданиям находится в конце книги.

При работе над тестовыми заданиями рекомендуем вам пользоваться справочными данными из раздела «Приложения».

Желаем успехов!

8.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ**1. Химический элемент – это**

- а) один вид атомов; в) разные виды атомов;
б) один вид молекул; г) разные виды молекул.

2. Каждый химический элемент имеет

- а) только свой символ (знак);
б) только своё название;
в) свой символ и своё название;
г) формулу.

3. Ag, O, Ba, H – это

- а) русские названия элементов;
б) формулы элементов;
в) символы элементов;
г) формулы сложных веществ.

4. Серебро, алюминий, ртуть, кремний – это

- а) символы элементов;
б) латинские названия элементов;
в) русские названия элементов;
г) правильный ответ (б).

5. Олово, свинец, медь, фосфор – это

- а) символы элементов;
б) русские названия элементов;
в) латинские названия элементов;
г) правильный ответ (в).

6. Химический символ элемента обозначает

- а) элемент и один атом элемента;
б) формулу элемента;
в) несколько атомов элемента;
г) правильный ответ (в).

7. Химический символ Pb обозначает

- а) один атом фосфора; в) один атом бария;
б) один атом свинца; г) один атом олова.

8. Химический символ Sn обозначает

- а) один атом серы; в) один атом кремния;
б) один атом олова; г) один атом цинка.

9. Химический символ Fe обозначает

- а) один атом фтора; в) один атом железа;
б) один атом хрома; г) один атом хлора.

10. Какой ряд состоит только из символов элементов?

- а) Na, сера, Mg, серебро;
б) Br, Ba, Mn, магний;
в) F, Fe, Cl, Cr;
г) сера, ртуть, углерод, азот.

11. Индекс в формуле вещества показывает

- а) суммарное число атомов в молекуле вещества;
б) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
в) число молекул;
г) число отдельных атомов.

12. Коэффициент показывает

- а) суммарное число атомов в молекуле вещества;
- б) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- в) число молекул или число отдельных атомов;
- г) все ответы правильные.

13. Запись $7N_2$ обозначает

- а) 7 атомов азота;
- б) 14 атомов натрия;
- в) 7 молекул натрия;
- г) 7 молекул азота.

14. Запись $7N$ обозначает

- а) символ азота;
- б) 7 атомов натрия;
- в) 7 отдельных атомов азота;
- г) правильный ответ (б).

15. Качественный состав вещества показывает

- а) сколько атомов каждого элемента содержится в молекуле вещества;
- б) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- в) из каких элементов состоит вещество;
- г) общее число атомов в молекуле вещества.

16. Формула вещества $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Качественный состав вещества

- а) 19 атомов;
- б) азот, водород, хром, кислород;
- в) 2 атома азота, 8 атомов водорода, 2 атома хрома и 7 атомов кислорода;
- г) 1 атом азота, 8 атомов водорода, 2 атома хрома и 7 атомов кислорода.

17. Количественный состав вещества показывает

- а) сколько атомов каждого элемента содержится в молекуле вещества;
- б) общее число атомов в молекуле вещества;
- в) число атомов данного элемента в молекуле вещества;
- г) из каких элементов состоит вещество.

18. Формула вещества $Fe_2(SO_4)_3$. Количественный состав вещества

- а) железо, сера, кислород;
- б) 17 атомов;
- в) два атома железа, один атом серы и двенадцать атомов кислорода;
- г) два атома железа, три атома серы и двенадцать атомов кислорода.

19. Простое вещество – это вещество, которое состоит из

- а) атомов разных элементов;
- б) атомов одного элемента;
- в) разных молекул;
- г) все ответы неправильные.

20. Сложное вещество – это вещество, которое состоит из

- а) атомов одного элемента;
- б) атомов разных элементов;
- в) разных молекул;
- г) все ответы правильные.

21. Какой ряд состоит только из простых веществ?

- а) NaCl , H_2O , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- б) Cr , N_2 , K , Cl_2 ;
- в) H_3PO_4 , O_2 , Ba , $\text{Al}(\text{OH})_3$;
- г) Br_2 , F_2 , Al , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

22. Железо Fe , озон O_3 , кислород O_2 , олово Sn – это

- а) сложные вещества;
- б) простые и сложные вещества;
- в) простые вещества;
- г) символы элементов.

23. CuO , Na_2S , K_3PO_4 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – это

- а) сложные вещества;
- б) простые вещества;
- в) простые и сложные вещества;
- г) символы элементов.

24. Какой ряд состоит только из сложных веществ?

- а) Cr , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, O_2 ;
- б) Cu , Zn , Mg , F_2 ;
- в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, S , Na_2S ;
- г) CuO , H_2O , H_2SiO_3 , Na_2CO_3 .

25. Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ – это

- а) газообразное вещество (газ); в) жидкое вещество;
- б) твёрдое вещество; г) простое вещество.

26. Кислород O_2 – это

- а) жидкое вещество; в) газообразное вещество (газ);
- б) твёрдое вещество; г) сложное вещество.

27. Поваренная соль NaCl – это

- а) твёрдое вещество; в) газообразное вещество (газ);
- б) жидкое вещество; г) простое вещество.

28. Цвет, вкус, запах, температура кипения, температура плавления, плотность, растворимость – это

- а) химические свойства вещества;
- б) физические свойства вещества;
- в) физические и химические свойства вещества;
- г) все ответы правильные.

29. Свойство (способность) вещества превращаться в другие вещества – это

- а) физическое свойство вещества;
- б) химическое свойство вещества;
- в) изменение агрегатного состояния вещества;
- г) правильный ответ (а).

30. Наименьшая частица вещества, которая имеет химические свойства этого вещества, – это

- а) атом; б) молекула; в) ион; г) электрон.

31. Наименьшая частица химического элемента, которая имеет его свойства, – это

- а) ион; б) молекула; в) атом; г) электрон.

32. В химии масса атома измеряется в

- а) граммах;
- б) килограммах;
- в) граммах и килограммах;
- г) специальных единицах массы – атомных единицах массы (*а.е.м.*).

33. Атомная единица массы (*а.е.м.*) равна

- а) $\frac{1}{12} m_a(\text{O})$;
- б) $\frac{1}{1836} m_a(\text{H})$;
- в) $\frac{1}{12} m_a(\text{C})$;
- г) массе атома углерода.

34. Относительная атомная масса элемента (A_r) – это отношение абсолютной массы атома элемента к

- а) $\frac{1}{16} m_a(\text{O})$;
- б) $\frac{1}{1836} m_a(\text{H})$;
- в) $\frac{1}{12} m_a(\text{C})$;
- г) $m_a(\text{C})$.

35. Относительная атомная масса элемента (A_r) показывает, во сколько раз абсолютная масса атома

- а) меньше, чем атомная единица массы;
- б) больше, чем атомная единица массы;
- в) больше, чем масса атома углерода;
- г) меньше, чем масса атома углерода.

36. Относительная атомная масса кальция

- а) 20;
- б) 39;
- в) 40;
- г) 19.

37. Относительная атомная масса свинца

- а) 82;
- б) 50;
- в) 118,7;
- г) 207.

38. Какое выражение неверно?

- а) $a.e.m. = \frac{1}{12} m_a(\text{C})$;
- б) $a.e.m. = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$;
- в) $m_a(\text{элемента}) = \frac{A_r(\text{элемента})}{\frac{1}{12} \cdot m_a(\text{C})}$;
- г) $A_r(\text{элемента}) = \frac{m_a(\text{элемента})}{a.e.m.}$.

39. В химии масса молекулы выражается в

- а) граммах;
- б) килограммах;
- в) граммах и килограммах;
- г) специальных единицах массы – атомных единицах массы (*а.е.м.*).

40. Относительная молекулярная масса вещества (M_r) – это отношение массы молекулы вещества к

- а) $\frac{1}{16} m_a(\text{O})$;
- б) $\frac{1}{1836} m_a(\text{H})$;
- в) $\frac{1}{12} m_a(\text{C})$;
- г) $m_a(\text{C})$.

41. Относительная молекулярная масса (M_r) показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы вещества

- а) меньше, чем атомная единица массы;
б) больше, чем атомная единица массы;
в) больше, чем масса атома углерода;
г) меньше, чем масса атома углерода.
- 42. Относительная молекулярная масса (M_r) вещества равна**
- а) сумме абсолютных масс всех атомов, из которых состоит молекула вещества ($M_r = \sum m_a$);
б) сумме относительных масс всех атомов, из которых состоит молекула вещества ($M_r = \sum A_r$);
в) отношению атомной единицы массы к абсолютной массе молекулы вещества $\left(M_r = \frac{a.e.m.}{m_m} \right)$;
г) $M_r = \frac{1}{12} m_a(C)$.
- 43. Относительная молекулярная масса угольной кислоты H_2CO_3 равна**
- а) 32; б) 62; в) 15; г) 62 г.
- 44. Относительная молекулярная масса бихромата натрия $Na_2Cr_2O_7$ равна**
- а) 126; б) 262 г; в) 126 г; г) 262.
- 45. Любое вещество количеством вещества 1 моль содержит**
- а) 12 г углерода;
б) $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных частиц;

- в) $\frac{1}{12}m_a(\text{C})$ (одну двенадцатую) часть массы атома углерода;
- г) правильный ответ (а).
- 46. Количество вещества (ν или n)— это физическая величина, которая определяет**
- а) массу вещества;
- б) относительную молекулярную массу вещества;
- в) число структурных частиц вещества (атомов, молекул, ионов или других частиц);
- г) массу 1 моль вещества.
- 47. Единица количества вещества**
- а) грамм; в) кубический метр;
- б) килограмм; г) моль.
- 48. Молярная масса карбоната натрия Na_2CO_3**
- а) 106 г; б) 106 моль/л; в) 106; г) 106 г/моль.
- 49. Молярная масса нитрата кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$**
- а) 164 г; б) 64 г/моль; в) 164 моль/г; г) 164 г.
- 50. Кислород O_2 количеством вещества 3 моль содержит**
- а) $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул; в) $2 \cdot 16$ молекул;
- б) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул; г) $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.
- 51. Между массой вещества, количеством вещества и**

молярной массой существуют зависимости. Какая формула неправильная?

а) $m = \nu \cdot M$; б) $\nu = \frac{m}{M}$; в) $M = \frac{m}{\nu}$; г) $M = \frac{\nu}{m}$.

52. Масса гидроксида натрия NaOH количеством вещества 3 моль составляет

- а) 40 г; б) 40 г/моль; в) 120 г; г) 120 г/моль.

53. Количество вещества карбоната кальция CaCO_3 массой 300 г составляет

- а) 3 моль; б) 3 г/моль; в) 0,33 г/моль; г) 3.

54. Минимальное значение валентности

- а) 2; б) 1; в) 6; г) 8.

55. Максимальное значение валентности

- а) 10; б) 8; в) 6; г) 7.

56. Даны элементы: водород, медь, кислород, железо, калий, магний, олово, хром, алюминий, сера, цинк. Число элементов с постоянной валентностью равно

- а) 5; б) 6; в) 7; г) 8.

57. Число элементов с переменной валентностью в ряду элементов: углерод, натрий, водород, хром, кремний, свинец, кальций, железо, барий, фосфор равно

- а) 6; б) 4; в) 3; г) 8.

58. Число двухвалентных элементов в соединениях: CuO , Na_2S , Al_2O_3 , CrCl_2 , Cu_2O , BaCl_2 , Mn_2O_7 , MnO_2 , ZnO равно

- а) 4; б) 5; в) 6; г) 7.

59. Даны соединения: ZnO , B_2O_3 , BaCl_2 , NH_3 , KBr , PH_3 , Cr_2O_3 , SO_3 , Al_4C_3 , P_2O_3 , MgF_2 . Число соединений, которые содержат трёхвалентные элементы, равно

- а) 4; б) 5; в) 6; г) 7.

60. Явления, при которых вещество не изменяется, – это

- а) физические явления;
б) химические явления;
в) физико-химические явления;
г) правильный ответ (б).

61. Явление, при котором одни вещества превращаются в другие вещества, – это

- а) физическое явление;
б) физико-химическое явление;
в) химическое явление или химическая реакция;
г) все ответы правильные.

62. Кипение, плавление, нагревание, охлаждение, изменение агрегатного состояния вещества – это

- а) химические явления;
б) физические явления;
в) физико-химические явления;
г) все ответы правильные.

63. При физическом явлении

- а) вещество изменяется;
б) вещество не изменяется;
в) образуются новые вещества;
г) образуется газ.

64. При химическом явлении

- а) изменяется только агрегатное состояние вещества;
- б) вещество не изменяется;
- в) образуются новые вещества с новыми свойствами;
- г) новые вещества не образуются.

65. Изменение цвета вещества, образование газа, появление запаха, образование осадка – это признаки

- а) физических явлений;
б) химических реакций;
в) физических и химических явлений;
г) все ответы правильные.

66. Масса веществ, которые вступают в реакцию,

- а) больше массы веществ, которые образуются в результате реакции;
- б) меньше массы веществ, которые образуются в результате реакции;
- в) равна массе веществ, которые образуются в результате реакции;
- г) правильный ответ (а).

67. При химических реакциях число атомов каждого

TEMA 8

элемента

- а) изменяется; в) увеличивается;
б) не изменяется; г) уменьшается.

68. При химических реакциях массы атомов элементов

- а) не изменяются; в) уменьшаются;
б) изменяются; г) увеличиваются.

69. Исходные вещества (начальные вещества, реагенты) – это

- а) продукты реакции;
- б) конечные вещества;
- в) вещества, которые образуются в результате реакции;
- г) вещества, которые вступают в реакцию.

70. Продукты реакции (конечные вещества) – это

- а) вещества, которые реагируют;
- б) вещества, которые образуются в результате реакции;
- в) исходные вещества;
- г) начальные вещества.

71. Химическое уравнение показывает:

- а) какие вещества вступают в реакцию;
б) какие вещества образуются в результате реакции;
в) какие вещества и в каких количественных соотношениях вступают в реакцию и образуются в результате реакции;
г) все ответы правильные.

72. В зависимости от состава, числа исходных и конеч-

ных веществ реакции делят на

- а) реакции соединения, разложения, замещения и обмена;
- б) обратимые и необратимые реакции;
- в) экзотермические и эндотермические реакции;
- г) все ответы правильные.

73. Реакция, при которой из нескольких (простых или сложных) веществ образуется одно сложное вещество, – это реакция

- а) замещения; в) разложения;
- б) обмена; г) соединения.

74. Реакция, при которой из одного сложного вещества образуется два или более (простых или сложных) веществ, – это реакция

- а) замещения; в) разложения;
- б) обмена; г) соединения.

75. Реакция между сложным и простым веществом, при которой атомы простого вещества замещают атомы элемента в молекуле сложного вещества, – это реакция

- а) замещения; в) разложения;
- б) обмена; г) соединения.

76. Реакция, при которой сложные вещества обмениваются своими составными частями, – это реакция

- а) замещения; в) разложения;
- б) обмена; г) соединения.

77. При экзотермических реакциях энергия (теплота)

- а) поглощается; в) не изменяется;
- б) выделяется; г) $\Delta H > 0$.

78. При эндотермических реакциях энергия (теплота)

- а) выделяется; в) поглощается;
- б) $\Delta H < 0$; г) не изменяется.

79. Необратимая реакция – это реакция,

- а) которая идёт только в одном направлении;
- б) при которой продукты реакции частично превращаются в исходные вещества;
- в) которая идёт одновременно в двух противоположных направлениях;
- г) правильный ответ (в).

80. Обратимая реакция – это реакция,

- а) которая идёт только в одном направлении;
- б) при которой продукты реакции полностью превращаются в исходные вещества;
- в) которая идёт одновременно в двух противоположных направлениях;
- г) все ответы правильные.

81. Какая из данных реакций относится к реакциям разложения?

- а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{HNO}_3 + \text{PbS}$;
- б) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$;
- в) $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
- г) $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$.

82. Какая из данных реакций относится к реакциям соединения?

- а) $\text{BaO} + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$;
 в) $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$.

83. Какая из данных реакций относится к реакциям обмена?

- а) $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{Al} + 3\text{Br}_2 = 2\text{AlBr}_3$;
 в) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 г) $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$.

84. Какая из данных реакций относится к реакциям замещения?

- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 в) $2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
 г) $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$.

85. Тепловой эффект реакции (ΔH) для экзотермических реакций

- а) $\Delta H < 0$;
 б) $\Delta H > 0$;
 в) $\Delta H = 0$;
 г) правильный ответ (б).

86. Тепловой эффект реакции (ΔH) для эндотермических

ских реакций

- а) $\Delta H < 0$;
 б) $\Delta H > 0$;
 в) $\Delta H = 0$;
 г) правильный ответ (а).

87. Какая из данных реакций относится к эндотермическим реакциям?

- а) $\text{BaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}$;
 б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$, $\Delta H = 90,4$ кДж;
 в) $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$, $\Delta H = -394$ кДж;
 г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$.

88. Какая из данных реакций относится к экзотермическим реакциям?

- а) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaNO}_3$;
 б) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$, $\Delta H = 173$ кДж;
 в) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, $\Delta H = -92,3$ кДж;
 г) $2\text{AgOH} = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

89. Какая из данных реакций относится к эндотермическим реакциям разложения?

- а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\Delta H < 0$;
 б) $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2$;
 в) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$, $\Delta H > 0$;
 г) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$, $\Delta H < 0$.

90. Какая из данных реакций относится к обратимым экзотермическим реакциям соединения?

- а) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{AgCl} = 2\text{Ag} + \text{Cl}_2$;
 в) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H = -56,5$ кДж;
 г) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$, $\Delta H = -1272$ кДж.

91. Какое уравнение является термохимическим?

- а) $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$, $\Delta H = -602,5$ кДж;
 б) $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe} + 3300$ кДж;
 в) $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$, $\Delta H = -3300$ кДж;
 г) $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$.

92. Объём газов зависит

- а) только от температуры;
 б) только от давления;
 в) от температуры и давления;
 г) от размеров молекул.

93. В одинаковых объёмах разных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится

- а) разное число молекул;
 б) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул;
 в) одинаковое число молекул;
 г) правильный ответ (а).

94. Одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимает

- а) одинаковый объём; в) разный объём;
 б) объём, равный 22,4 л; г) правильный ответ (б).

95. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает

- а) объём, равный 22,4 л; в) разный объём;
 б) одинаковый объём; г) все ответы правильные.

96. Разные газы количеством вещества 1 моль при нормальных условиях занимают

- а) одинаковый объём; в) разный объём;
 б) объём, равный 22,4 л; г) правильный ответ (в).

97. Закону Авогадро подчиняются

- а) жидкие вещества;
 б) твёрдые вещества;
 в) жидкие вещества, твёрдые вещества и газообразные вещества;
 г) газы и другие вещества в газообразном состоянии.

98. Между молярным объёмом газа (V_m), объёмом (V) и количеством вещества (ν) существуют соотношения. Какая формула неправильная?

- а) $V = V_m \cdot \nu$; в) $V_m = \frac{V}{\nu}$;
 б) $\nu = \frac{V}{V_m}$; г) $V_m = \frac{\nu}{V}$.

99. Относительная молекулярная масса кислорода O_2 –32,

а относительная молекулярная масса гелия He – 4. Где содержится меньше молекул (н.у.): в 5 л кислорода или в 5 л гелия?

- а) меньше в 5 л кислорода;
- б) меньше в 5 л гелия;
- в) число молекул одинаково;
- г) правильный ответ (б).

100. Какой объём (н.у.) занимает кислород O_2 количеством вещества 5 моль?

- а) 22,4 л; б) 112 л; в) 4,48 л; г) 160 л.

101. Какой объём (н.у.) занимает водород H_2 массой 20 г?

- а) 22,4 л; б) 4,48 л; в) 448 л; г) 224 л.

102. Какой газ будет занимать больший объём (н.у.): азот N_2 массой 280 г или гелий He массой 40 г?

- а) азот;
- б) гелий;
- в) азот и гелий занимают разный объём;
- г) азот и гелий занимают одинаковый объём, равный 224 л.

103. Какой объём (н.у.) занимает смесь, которая состоит из 4 моль водорода H_2 и 6 моль кислорода O_2 ?

- а) 22,4 л; б) 224 л; в) 89,6 л; г) 134,4 л.

104. Какова масса (н.у.) азота N_2 объёмом 11,2 л?

- а) 28 г; б) 7 г; в) 14 г; г) 3,5 г.

105. Газ массой 21,5 г занимает объём 15 л (н.у.). Относительная молекулярная масса этого газа равна

- а) 44; б) 32 г/моль; в) 32 г; г) 32.

106. Какова относительная молекулярная масса газа, если масса 0,5 л этого газа (при н.у.) равна 0,09 г?

- а) 4; б) 20; в) 4 г/моль; г) 20 г/моль.

107. Относительная молекулярная масса газа 28. Чему равна масса 1 л этого газа?

- а) 1,25 г; б) 0,8 г/л; в) 0,8 г; г) 1,25 г/л.

8.2. РАСТВОРЫ

1. Раствор – это гомогенная система, которая состоит

- а) только из растворителя;
- б) только из растворённого вещества;
- в) только из двух компонентов;
- г) из двух или более компонентов.

2. Раствор, в котором растворённое вещество при данной температуре больше не растворяется, – это

- а) концентрированный раствор;
- б) разбавленный раствор;
- в) насыщенный раствор;
- г) ненасыщенный раствор.

3. Раствор, в котором растворённое вещество при данной температуре ещё может растворяться, – это

- а) концентрированный раствор;
 - б) разбавленный раствор;
 - в) насыщенный раствор;
 - г) ненасыщенный раствор.
4. При повышении температуры растворимость большинства твёрдых и жидких веществ
- а) увеличивается;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) правильный ответ (в).
5. При повышении температуры растворимость газов
- а) увеличивается;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) сначала увеличивается, а потом уменьшается.
6. При повышении давления растворимость газов
- а) увеличивается;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) сначала увеличивается, а потом уменьшается.
7. При понижении давления растворимость газов
- а) увеличивается;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) сначала увеличивается, а потом уменьшается.

8. Растворимость жидких и твёрдых веществ
- а) зависит от давления;
 - б) практически не зависит от давления;
 - в) увеличивается при повышении давления;
 - г) уменьшается при повышении давления.
9. Химическую (гидратную) теорию растворов создал
- а) русский учёный М.В. Ломоносов;
 - б) русский учёный Д.И. Менделеев;
 - в) итальянский учёный А. Авогадро;
 - г) английский учёный Э. Резерфорд.
10. Процесс взаимодействия растворённого вещества с растворителем – это
- а) гидратация;
 - б) сольватация;
 - в) физический процесс;
 - г) правильный ответ (а).
11. Продукт взаимодействия растворённого вещества с растворителем – это
- а) сольват;
 - б) гидрат;
 - в) кристаллогидрат;
 - г) все ответы правильные.
12. Процесс взаимодействия растворённого вещества с водой – это
- а) сольватация;
 - б) гидратация;
 - в) физический процесс;
 - г) все ответы правильные.
13. Продукт взаимодействия растворённого вещества с водой – это

- а) сольват; в) правильный ответ (а);
 б) гидрат; г) все ответы правильные.

14. Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называются

- а) кристаллогидратами; в) сольватами;
 б) гидратами; г) все ответы правильные.

15. Отношение массы растворённого вещества к массе раствора – это

- а) массовая доля элемента;
 б) массовая доля растворённого вещества;
 в) массовая доля растворителя;
 г) коэффициент растворимости.

16. Гидроксид натрия NaOH массой 40 г растворили в воде объёмом 60 мл. Массовая доля гидроксида натрия в растворе

- а) 1,5; б) 2,5; в) 0,4; г) 0,66.

17. Молярная концентрация вещества (C) – это

- а) отношение массы вещества к массе раствора

$$C = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)};$$

- б) отношение массы раствора к количеству вещества

$$C = \frac{m(p - pa)}{v(v - va)};$$

- в) отношение объёма раствора к количеству растворённого вещества $C = \frac{V(p - pa)}{v(v - va)};$

- г) отношение количества растворённого вещества к объёму раствора $C = \frac{v(v - va)}{V(p - pa)}.$

18. Молярная концентрация вещества выражается

- а) в процентах;
 б) в молях на литр (моль/л);
 в) в граммах на моль (г/моль) или в килограммах на моль (кг/моль);
 г) в литрах на моль (л/моль).

19. Для приготовления 0,5 л раствора гидроксида натрия NaOH концентрацией 2,5 моль/л нужно взять гидроксид натрия массой

- а) 100 г; б) 40 г; в) 50 г; г) 20 г.

8.3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

8.3.1. ОКСИДЫ

1. Какой ряд соединений содержит только формулы оксидов?

- а) CO, HCl, Ba(OH)₂, FeSO₄;
 б) CO₂, Cr₂O₃, MnO₂, Cl₂O₇;
 в) FeO, KOH, H₂SiO₃, Zn(NO₃)₂;
 г) H₂S, NaOH, AlCl₃, Mn₂O₇.

2. Оксиды, которые образуют соли с кислотами или с кислотными оксидами, – это

- а) основные оксиды;

- б) кислотные оксиды;
- в) амфотерные оксиды;
- г) несолеобразующие оксиды.

3. Основными оксидами являются

- а) только оксиды неметаллов;
- б) оксиды металлов в их высшей валентности;
- в) оксиды металлов и оксиды неметаллов;
- г) оксиды металлов подгрупп IA, IIA (кроме оксида бериллия) и оксиды других металлов в их низшей валентности.

4. Какой ряд соединений содержит только основные оксиды?

- а) CaO , FeO , MgO , CrO ;
- б) Fe_2O_3 , N_2O_3 , SiO_2 , ZnO ;
- в) CuO , SO_3 , BaO , Cr_2O_3 ;
- г) CO_2 , N_2O_5 , SiO_2 , P_2O_5 .

5. Основные оксиды какого ряда реагируют с водой?

- а) BaO , MgO , BeO ; в) Na_2O , CaO , BaO ;
- б) K_2O , CaO , FeO ; г) Cu_2O , Na_2O , K_2O .

6. С кислотами взаимодействуют

- а) только оксиды подгруппы IA;
- б) только оксиды подгруппы IIA;
- в) оксиды неметаллов;
- г) все основные оксиды.

7. Оксиды, которые образуют соли с основаниями или с основными оксидами, – это

- а) основные оксиды;
- б) кислотные оксиды;
- в) амфотерные оксиды;
- г) несолеобразующие оксиды.

8. Кислотными оксидами являются

- а) только оксиды металлов;
- б) только оксиды неметаллов;
- в) оксиды неметаллов и оксиды металлов с валентностью металла 5 и больше;
- г) оксиды металлов в их низшей валентности.

9. Какой ряд оксидов содержит только кислотные оксиды?

- а) Na_2O , BaO , Cu_2O , FeO ;
- б) Mn_2O_7 , SO_2 , SO_3 , CrO_3 ;
- в) N_2O_5 , CaO , N_2O_3 , ZnO ;
- г) MgO , P_2O_5 , SiO_2 , CuO .

10. Оксиды какого ряда реагируют с водой с образованием кислоты?

- а) CaO , Na_2O , BaO ; в) K_2O , SiO_2 , CrO_3 ;
- б) N_2O_5 , P_2O_5 , SO_2 ; г) MgO , ZnO , N_2O_3 .

11. Оксиды какого ряда реагируют с гидроксидом натрия NaOH ?

- а) CaO , MgO , SO_3 ; в) BaO , K_2O , CrO ;

б) SO_3 , N_2O_5 , CO_2 ;

г) N_2O_3 , FeO , CrO_3 .

12. Оксиды какого ряда могут реагировать между собой?

а) K_2O , SO_3 ;

в) K_2O , MgO ;

б) Na_2O , BaO ;

г) P_2O_5 , CrO_3 .

13. Оксиды, которые реагируют с кислотами и с основаниями, – это

а) основные оксиды;

б) кислотные оксиды;

в) амфотерные оксиды;

г) несолеобразующие оксиды.

14. Амфотерными оксидами являются

а) оксиды неметаллов;

б) оксиды металлов и оксиды неметаллов;

в) оксиды металлов (главным образом с валентностью III и IV);

г) несолеобразующие оксиды.

15. BeO , ZnO , Al_2O_3 , MnO_2 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 – амфотерные оксиды. Свойством амфотерных оксидов является

а) реакция только с кислотами;

б) реакция только с основаниями;

в) реакция с водой;

г) реакция с кислотами и с основаниями.

16. Какой ряд содержит только амфотерные оксиды?

а) ZnO , BeO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 ;

б) Mn_2O_7 , N_2O_5 , P_2O_5 , SiO_2 ;

в) FeO , CrO , K_2O , BaO ;

г) ZnO , N_2O_5 , Al_2O_3 , CO_2 .

17. В результате реакции амфотерных оксидов с кислотами и с основаниями образуется

а) кислота;

в) соль;

б) основание;

г) соль и вода.

18. С веществами какого ряда будет взаимодействовать оксид алюминия?

а) HCl , NaOH , H_2O ;

б) HNO_3 , H_2O , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

в) H_2O , NaOH , H_2SO_4 ;

г) HCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, KOH .

19. С оксидами какого ряда будут реагировать и серная кислота H_2SO_4 , и гидроксид натрия NaOH ?

а) CO_2 , BaO , N_2O_5 ;

в) ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 ;

б) ZnO , P_2O_5 , CrO ;

г) Al_2O_3 , K_2O , N_2O_3 .

8.3.2. ОСНОВАНИЯ

1. Вещества, которые состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп, – это

а) оксиды;

в) кислоты;

б) основания;

г) соли.

3. Кислотность оснований определяется

- числом атомов металла в молекуле основания;
- числом гидроксогрупп в молекуле основания;
- числом атомов кислорода в молекуле основания;
- числом атомов водорода в молекуле основания.

а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NH_4OH , LiOH ;
 б) NH_4OH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 в) KOH , NaOH , NH_4OH ;
 г) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$.

а) KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$;
 б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 в) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$;
 г) NH_4OH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

а) $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 в) NaOH , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 г) NH_4OH , KOH , LiOH .

а) остаток основания; в) остаток соли;
б) кислотный остаток; г) твёрдый остаток.

- числу атомов металла в молекуле основания;
- числу гидроксогрупп в молекуле основания;
- числу атомов водорода в молекуле основания;
- числу атомов кислорода в молекуле основания.

- а) число атомов металла в молекуле;
- б) число гидроксогрупп в молекуле;
- в) число гидроксогрупп, оторвавшихся от молекулы основания;
- г) число атомов водорода в молекуле основания.

а) $\text{CuOH}-$, $\text{Fe}(\text{OH})_2-$, NH_4- ;
 б) $\text{Na}-$, $\text{Ba}-$, $\text{Zn}-$;
 в) $\text{Cr}(\text{OH})_2-$, $\text{Ca}-$, $\text{Al}-$;
 г) $\text{Mg}-$, $\text{K}-$, $\text{CaOH}-$.

а) $\text{Fe}(\text{OH})_2-$, $\text{Al}(\text{OH})_2-$, $\text{Cr}(\text{OH})_2-$;
б) $\text{CuOH}-$, $\text{MgOH}-$, $\text{BaOH}-$;

в) $Zn-$, $Mg-$, $AlOH-$;

г) $Na-$, $Ca-$, $Al-$.

12. Укажите ряд, который состоит только из растворимых оснований:

а) $Mn(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $NaOH$;

б) KOH , $Ba(OH)_2$, $NaOH$;

в) KOH , $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$;

г) NH_4OH , $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$.

13. Какой ряд веществ состоит только из щелочей?

а) BaO , N_2O_5 , Na_2O ;

б) $Fe(OH)_2$, KOH , $Fe(OH)_3$;

в) $NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$;

г) NH_4OH , H_2S , $Pb(OH)_2$.

14. Укажите ряд, который состоит только из нерастворимых оснований:

а) $NaOH$, $Ba(OH)_2$, KOH ;

б) $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$;

в) $Mg(OH)_2$, NH_4OH , $Pb(OH)_2$;

г) $NaOH$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.

15. Индикаторы изменяют свой цвет при действии на них

а) только растворов щелочей;

б) только растворов кислот;

в) растворов щелочей и растворов кислот;

г) правильный ответ (б).

16. Какой цвет имеет фенолфталеин в растворе щёлочи?

а) жёлтый;

в) бесцветный;

б) малиновый;

г) оранжевый.

17. Метиловый оранжевый в растворе щёлочи имеет

а) синюю окраску;

в) малиновую окраску;

б) красную окраску;

г) жёлтую окраску.

18. Лакмус в растворе щёлочи

а) красный;

в) синий;

б) малиновый;

г) бесцветный.

19. Реакция нейтрализации – это реакция между

а) основным оксидом и водой;

б) кислотным оксидом и водой;

в) основанием и кислотой;

г) основным и кислотным оксидом.

20. В результате реакции нейтрализации образуются

а) соль и вода;

в) новая кислота и новое основание;

б) соль;

г) все ответы правильные.

21. С веществами какого ряда реагирует гидроксид бария $Ba(OH)_2$?

а) CaO , Cu_2O , FeO ;

в) $NaOH$, KOH , NH_4OH ;

б) HCl , HNO_3 , H_3PO_4 ;

г) $PbSO_4$, $AgCl$, $CaCO_3$.

22. Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ взаимодействует с веществами ряда

- а) SO_3 , N_2O_5 , CO_2 ; в) CO_2 , NaOH , K_2O ;
 б) SO_3 , H_2SO_4 , MgO ; г) HCl , FeO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

23. В каком ряду содержатся только амфотерные основания?

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 б) KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 в) $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 г) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

24. Какое уравнение выражает реакцию амфотерного основания со щёлочью?

- а) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 г) $3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$.

25. С веществами какого ряда будет взаимодействовать гидроксид калия KOH ?

- а) HClO_4 , SO_3 , CaO ; в) BaO , H_2S , $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 б) SO_3 , MgO , Al_2O_3 ; г) H_2SO_4 , FeCl_3 , ZnO .

26. При нагревании разлагаются:

- а) NaOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

- б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 в) NaOH , KOH , LiOH ;
 г) KOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

8.3.3. КИСЛОТЫ

1. Вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, и кислотного остатка – это

- а) оксиды; б) основания; в) кислоты; г) соли.

2. Часть молекулы кислоты, которая остаётся после отрыва одного или нескольких атомов водорода, – это

- а) остаток основания; в) твёрдый остаток;
 б) кислотный остаток; г) правильный ответ (а).

3. Валентность кислотного остатка равна

- а) числу атомов водорода, оторвавшихся от молекулы кислоты;
 б) числу атомов водорода в молекуле кислоты;
 в) числу атомов кислорода в молекуле кислоты;
 г) все ответы правильные.

4. В каком ряду находятся только кислотные остатки фосфорной ортокислоты H_3PO_4 ?

- а) $-\text{H}_2\text{PO}_4$, $-\text{HCO}_3$, $-\text{CO}_3$;
 б) $-\text{H}_2\text{PO}_4$, $-\text{HPO}_4$, $-\text{PO}_4$;
 в) $-\text{NO}_3$, $-\text{HPO}_4$, $-\text{SiO}_3$;
 г) $-\text{PO}_4$, $-\text{HSiO}_3$, $-\text{H}_2\text{AlO}_3$.

5. Какой ряд содержит только кислотные остатки серной кислоты H_2SO_4 ?

- а) $-\text{HS}$, $-\text{S}$, $-\text{SO}_4$;
- б) $-\text{NO}_3$, $-\text{H}_2\text{PO}_4$, $-\text{HSO}_4$;
- в) $-\text{HSO}_4$, $-\text{SO}_4$;
- г) $-\text{CO}_3$, $-\text{HCO}_3$, $-\text{SO}_4$.

6. Какой ряд содержит только одновалентные кислотные остатки?

- а) $-\text{SO}_4$, $-\text{S}$, $-\text{SiO}_3$;
- б) $-\text{PO}_4$, $-\text{Cl}$, $-\text{HPO}_4$;
- в) $-\text{NO}_3$, $-\text{HSiO}_3$, $-\text{H}_2\text{PO}_4$;
- г) $-\text{HS}$, $-\text{Cl}$, $-\text{CO}_3$.

7. Укажите ряд, который содержит только двухвалентные кислотные остатки:

- а) $-\text{HPO}_4$, $-\text{CO}_3$, $-\text{S}$;
- б) $-\text{HSO}_4$, $-\text{HCO}_3$, $-\text{HSiO}_3$;
- в) $-\text{PO}_3$, $-\text{H}_2\text{PO}_4$, $-\text{SO}_4$;
- г) $-\text{SO}_4$, $-\text{SO}_3$, $-\text{PO}_4$.

8. Основность кислоты равна

- а) числу атомов водорода, способных замещаться атомами металла;
- б) числу атомов водорода в молекуле кислоты;
- в) числу атомов кислорода, которые содержатся в мо-

лекуле кислоты;

- г) числу атомов водорода, оторвавшихся от молекулы кислоты.

9. Какой ряд состоит только из одноосновных кислот?

- а) HCl , HNO_3 , HCN ;
- б) HBr , H_2S , H_2SiO_3 ;
- в) H_3PO_4 , H_3AlO_3 , H_3BO_3 ;
- г) HI , H_2CrO_2 , H_2ZnO_2 .

10. Выберите ряд, состоящий только из двухосновных кислот:

- а) H_3PO_4 , H_2CrO_4 , H_2S ; в) H_2S , H_2SO_4 , H_2SiO_3 ;
- б) HClO_4 , HAlO_2 , H_3AlO_3 ; г) HCl , H_2SO_3 , H_4SiO_4 .

11. Какой ряд содержит только многоосновные кислоты?

- а) HPO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 ; в) HF , HClO_4 , H_3BO_3 ;
- б) H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2S ; г) H_3CrO_3 , HCN , H_2SO_3 .

12. Укажите ряд, состоящий из бескислородных кислот:

- а) Fe_2O_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HCl ; в) HF , H_2S , HNO_3 ;
- б) HCl , H_2S , HCN ; г) ZnO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, N_2O_5 .

13. Какой ряд содержит только кислородсодержащие кислоты?

- а) HNO_2 , H_2SO_3 , HF ; в) HF , H_2SO_3 , H_2MnO_4 ;
- б) HCl , H_3PO_4 , H_2SiO_3 ; г) HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 .

14. Какой цвет имеет фенолфталеин в растворе кислоты?

- а) бесцветный; в) синий;
б) малиновый; г) жёлтый.

15. Метиловый оранжевый в растворе кислоты имеет:

- а) оранжевый цвет; в) красный цвет;
б) жёлтый цвет; г) малиновый цвет.

16. Лакмус в растворе кислоты

- а) малиновый; в) красный;
б) синий; г) жёлтый.

17. Кислоты взаимодействуют

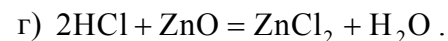
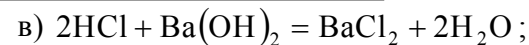
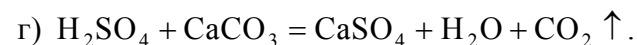
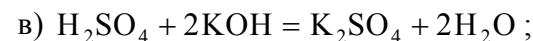
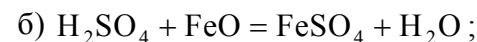
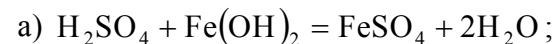
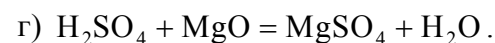
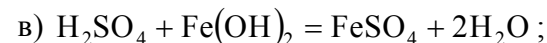
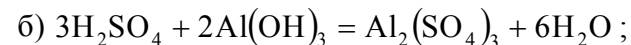
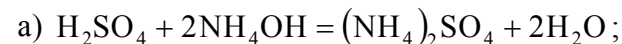
- а) со щелочами;
б) с нерастворимыми основаниями;
в) с амфотерными основаниями;
г) все ответы правильные.

18. Кислоты взаимодействуют с основаниями. В результате реакции образуются:

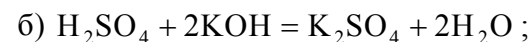
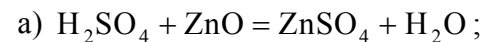
- а) соль и вода;
б) новая кислота и новое основание;
в) соль и водород;
г) соль.

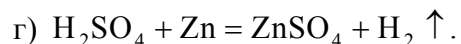
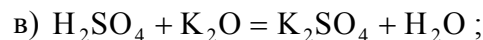
19. Реакцию хлороводородной (соляной) кислоты со щёлочью выражает уравнение

- а) $2\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $2\text{HCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

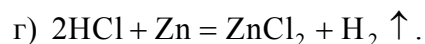
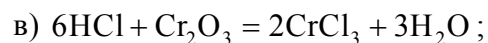
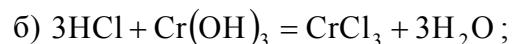
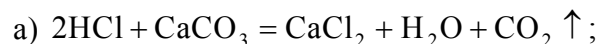
**20. Реакцию серной кислоты с нерастворимым основанием выражает уравнение****21. Реакцию серной кислоты с амфотерным основанием выражает уравнение****22. Кислоты реагируют**

- а) с кислотными оксидами;
б) только с основными оксидами;
в) только с амфотерными оксидами;
г) с основными и амфотерными оксидами.

23. Реакцию серной кислоты с основным оксидом выражает уравнение



24. Реакцию хлороводородной кислоты с амфотерным оксидом выражает уравнение



25. Какой ряд содержит только те металлы, которые реагируют с хлороводородной кислотой HCl с образованием водорода?

а) Mg, Cu, Ag; в) Fe, Al, Mg;

б) Al, Fe, Hg; г) Cu, Au, Zn.

26. С веществами какого ряда взаимодействует разбавленная серная кислота H_2SO_4 ?

а) Cu, MgO, BaCl_2 ;

б) Al, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, NaOH ;

в) $\text{Al}(\text{OH})_3$, CaCO_3 , CO_2 ;

г) Fe, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, N_2O_5 .

8.3.4. СОЛИ

1. Продукт замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками – это

ТЕМА 8

а) оксид;

в) кислота;

б) основание;

г) соль.

2. Продукт полного замещения водорода кислоты металлом или гидроксогрупп оснований кислотными остатками – это

а) средняя (нормальная) соль;

б) кислая соль;

в) основная соль;

г) правильный ответ (б).

3. Продукт неполного замещения водорода многоосновной кислоты металлом – это

а) средняя (нормальная) соль;

б) кислая соль;

в) основная соль;

г) правильный ответ (в).

4. Продукт неполного замещения гидроксогрупп многокислотных оснований кислотными остатками – это

а) средняя (нормальная) соль;

б) кислая соль;

в) основная соль;

г) правильный ответ (а).

5. Какой ряд содержит только средние соли?

а) KNO_3 , NaHCO_3 , CuOHCl ;

б) K_2S , NH_4NO_3 , Na_3PO_4 ;

в) AlOHCl_2 , AgNO_3 , KH_2PO_4 ;

- г) PbCl_2 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, MgOHNO_3 .
6. Какой ряд состоит только из основных солей?
- а) Na_2CO_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, FeOHNO_2 ;
 б) CaHPO_4 , AgCl , FeSO_3 ;
 в) ZnOHBr , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, BaOHNO_3 ;
 г) Al_2S_3 , K_2SiO_3 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
7. Какой ряд содержит только кислые соли?
- а) NaHS , CrSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$;
 б) CuSO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, MgSiO_3 ;
 в) BaCO_3 , MgSO_4 , CrCl_3 ;
 г) KHCO_3 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 .
8. С раствором гидроксида натрия NaOH реагирует:
- а) CuS ; б) CaSiO_3 ; в) CuCl_2 ; г) $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$.
9. С раствором гидроксида натрия NaOH не реагирует:
- а) FeCl_3 ; б) CuSO_4 ; в) AgCl ; г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
10. С какими гидроксидами будет реагировать сульфат железа (II) FeSO_4 ?
- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 б) KOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$;
 в) KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_4OH ;
 г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$.

11. С веществами какого ряда реагирует карбонат кальция CaCO_3 ?
- а) HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; в) HNO_2 , AgCl , H_2S ;
 б) HClO_4 , Al , $\text{Zn}(\text{OH})_2$; г) NaOH , HBr , BaSO_4 .
12. Между какими солями реакция необратима?
- а) $\text{MgSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$; в) $\text{MgSO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow$;
 б) $\text{CuCl}_2 + \text{NaNO}_3 \rightarrow$; г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{KCl} \rightarrow$.
13. В каком случае происходит реакция между раствором соли и металлом?
- а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Zn} \rightarrow$; в) $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$;
 б) $\text{ZnSO}_4 + \text{Pb} \rightarrow$; г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow$.
14. С веществами какого ряда взаимодействует хлорид цинка ZnCl_2 ?
- а) Pb , Na_2S , HNO_3 ; в) Al , NH_4OH , AgNO_3 ;
 б) HNO_3 , Ag , $\text{Cr}(\text{OH})_3$; г) H_2S , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Cu .

8.4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

1. Успешно проблему классификации химических элементов в середине XIX века решил
- а) французский учёный А. Лавуазье;
 б) итальянский учёный А. Авогадро;
 в) русский учёный Д.И. Менделеев;
 г) немецкий учёный И. Деберейнер.

2. В основу классификации химических элементов

Д.И. Менделеев положил

- а) валентность элементов;
- б) заряд ядра атома элемента;
- в) химические свойства веществ, которые образуют элементы;
- г) атомную массу элементов и химические свойства веществ, образованных элементами.

3. Д.И. Менделеев установил, что свойства элементов

- а) периодически повторяются в зависимости от их атомных масс;
- б) повторяются через 7 элементов;
- в) зависят от их валентности;
- г) зависят от заряда ядра атома.

4. Д.И. Менделеев назвал открытый им закон

- а) законом сохранения массы веществ;
- б) законом Авогадро;
- в) периодическим законом;
- г) законом Фарадея.

5. Периодический закон Д.И. Менделеев сформулировал в

- а) 1748 году; б) 1869 году; в) 1911 году; г) 1897 году.

6. Периодическая система элементов состоит из

- а) групп; в) главных и побочных подгрупп;
- б) периодов; г) все ответы правильные.

7. Горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке увеличения их атомных масс, который начинается щелочным металлом и заканчивается инертным элементом, – это

- а) группа; в) период;
- б) побочная подгруппа; г) главная подгруппа.

8. В периодической системе

- а) 8 периодов; б) 7 периодов; в) 2 периода; г) 10 периодов.

9. Первый, второй и третий периоды – это

- а) главные периоды; в) малые периоды;
- б) большие периоды; г) побочные периоды.

10. Четвёртый, пятый, шестой и седьмой периоды – это

- а) большие периоды; в) малые периоды;
- б) главные периоды; г) побочные периоды.

11. В периодической системе группа – это

- а) горизонтальный ряд элементов с подобными свойствами;
- б) вертикальный ряд элементов с подобными свойствами;
- в) вертикальный ряд элементов с одинаковыми свойствами;
- г) горизонтальный ряд элементов, который начинается щелочным металлом и заканчивается инертным элементом.

12. В периодической системе

- а) 7 групп; б) 8 групп; в) 16 групп; г) 10 групп.

13. Каждая группа элементов подразделяется на

- а) металлы и неметаллы;
- б) большие и малые периоды;
- в) главную и побочную подгруппы;
- г) все ответы правильные.

14. Главная подгруппа (А) – это

- а) подгруппа, которая состоит только из элементов малых периодов;
- б) подгруппа, которая состоит только из элементов больших периодов;
- в) подгруппа, которая состоит из элементов больших и малых периодов;
- г) подгруппа, которая состоит только из металлов.

15. Побочная подгруппа (В) – это

- а) подгруппа, которая состоит только из элементов малых периодов;
- б) подгруппа, которая состоит только из элементов больших периодов;
- в) подгруппа, которая состоит из элементов больших и малых периодов;
- г) подгруппа, которая состоит только из неметаллов.

16. Металлические свойства элементов в периоде слева направо

- а) ослабевают;
- б) изменяются периодически;
- в) усиливаются;
- г) не изменяются.

17. У какого элемента четвёртого периода наиболее выражены металлические свойства?

- а) Cr; б) Sc; в) K; г) Ca.

18. У какого элемента третьего периода наименее выражены металлические свойства?

- а) Na; б) Al; в) Si; г) Mg.

19. Металлические свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз

- а) ослабевают;
- б) усиливаются;
- в) не изменяются;
- г) изменяются периодически.

20. У какого элемента подгруппы ІА наиболее выражены металлические свойства?

- а) Rb; б) K; в) Fr; г) Na.

21. У какого элемента подгруппы ІІА наименее выражены металлические свойства?

- а) Ca; б) Be; в) Ba; г) Mg.

22. Неметаллические свойства элементов в периодах слева направо

- а) ослабевают;
- б) усиливаются;
- в) не изменяются;
- г) усиливаются, а затем ослабевают.

23. У какого элемента второго периода наиболее выражены неметаллические свойства?

- а) С; б) О; в) F; г) N.

24. Неметаллические свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз

- а) ослабевают;
б) усиливаются;
в) не изменяются;
г) изменяются периодически.

25. У какого элемента главной подгруппы седьмой группы наиболее выражены неметаллические свойства?

- а) I; б) Br; в) Cl; г) F.

8.5. СТРОЕНИЕ АТОМА

1. До конца XIX века учёные считали, что

- а) атом имеет сложное строение;
б) атом не содержит составных частей и не может превратиться в атом другого элемента;
в) атом состоит из ядра и электронов;
г) атом состоит из электронов.

2. В 1911 году английский учёный Э. Резерфорд установил, что

- а) атом имеет заряд;
б) атом содержит электроны;

ТЕМА 8

- в) атом содержит положительно заряженную часть – ядро;
г) правильный ответ (б).

3. В 1913 году английский учёный Г. Мозли установил, что

- а) ядро атома состоит из протонов и нейтронов;
б) ядро атома содержит электроны;
в) положительный заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в периодической таблице Д.И. Менделеева;
г) ядро атома имеет положительный заряд.

4. Согласно протонно-нейтронной теории:

- а) ядро атома состоит из электронов и протонов;
б) ядро атома состоит из протонов и нейтронов;
в) ядро атома состоит из электронов и нейтронов;
г) ядро атома состоит из электронов, протонов и нейтронов.

5. Протон – это

- а) элементарная частица, не имеющая заряда;
б) элементарная частица с массой, равной 1 а.е.м. , и с зарядом $+1$;
в) элементарная частица с массой, равной 1 а.е.м. , и с зарядом -1 ;
г) элементарная частица с зарядом -1 и с массой, равной $\frac{1}{1840} m_a(\text{H})$.

6. Нейтрон – это

- а) элементарная частица, имеющая заряд $+1$ и массу, равную 1 а.е.м. ;

- б) элементарная частица, не имеющая заряда, и с массой, равной 1 а.е.м. ;
- в) элементарная частица, имеющая заряд -1 , и массу, равную 1 а.е.м. ;
- г) элементарная частица, не имеющая заряда, и с массой, равной $\frac{1}{1840} m_a (\text{H})$.

7. Массовое число (A) равно

- а) сумме чисел протонов и нейтронов ($A=Z+N$);
- б) сумме чисел протонов и электронов;
- в) сумме чисел нейтронов и электронов;
- г) сумме чисел протонов, нейтронов и электронов.

8. Величина заряда ядра атома зависит от

- а) числа протонов в ядре;
- б) числа электронов в атоме;
- в) числа нейтронов в ядре;
- г) атомной массы элемента.

9. Атом

- а) имеет заряд, равный $+1$;
- б) электронейтральный, то есть не имеет заряда;
- в) имеет заряд, равный -1 ;
- г) имеет положительный заряд, равный порядковому номеру элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

10. Порядковый номер элемента показывает

ТЕМА 8

- а) атомную массу элемента;
- б) число нейтронов в ядре атома;
- в) только число протонов в ядре атома;
- г) число протонов в ядре атома и число электронов в атоме.

11. Согласно теории строения атома, химический элемент – это

- а) вид атомов с разным зарядом ядра;
- б) вид атомов с одинаковой валентностью;
- в) вид атомов с одинаковым зарядом ядра;
- г) все ответы правильные.

12. Изотопы – это

- а) атомы разных элементов, которые имеют одинаковую валентность;
- б) атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа;
- в) атомы одного элемента, имеющие одинаковое число протонов и разное число электронов;
- г) атомы одного элемента, имеющие разное число протонов и разное число нейтронов.

13. Электронное облако (электронная орбиталь) – это область пространства вокруг ядра атома, в которой вероятность нахождения электрона

- а) равна 100% ;
- б) равна 0 ;
- в) минимальная;
- г) максимальная.

14. Согласно современной теории, состояние (движе-

ние) электрона в атоме характеризуют

- а) 2 квантовых числа; в) 10 квантовых чисел;
б) 6 квантовых чисел; г) 4 квантовых числа.

15. Главное квантовое число характеризует

- а) форму электронного облака;
б) энергию электрона;
в) ориентацию (положение) электронного облака в пространстве;
г) вращение электрона вокруг своей оси.

16. Главное квантовое число обозначается символом

- а) l ; б) m_s ; в) m_l ; г) n .

17. Главное квантовое число может иметь значения

- а) от $-l$ до $+l$; в) $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$;
б) от 0 до $(n-1)$; г) $1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$.

18. Чем больше значение главного квантового числа, тем энергия электрона

- а) больше; б) меньше; в) правильный ответ (б).

19. Орбитальное (побочное) квантовое число характеризует

- а) энергию электрона;
б) форму электронного облака;
в) ориентацию электронного облака в пространстве;
г) вращение электрона вокруг своей оси.

20. Орбитальное (побочное) квантовое число обознача-

ется символом

- а) m_l ; б) n ; в) m_s ; г) l .

21. Орбитальное (побочное) квантовое число может иметь значения

- а) от 0 до $(n-1)$; в) $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$;
б) $1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$; г) от $-l$ до $+l$.

22. Магнитное квантовое число определяет

- а) форму электронного облака;
б) энергию электрона;
в) ориентацию электронного облака в пространстве;
г) вращение электрона вокруг своей оси.

23. Магнитное квантовое число обозначается символом

- а) m_l ; б) n ; в) m_s ; г) l .

24. Магнитное квантовое число может иметь значения

- а) $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$; в) от 0 до $(n-1)$;
б) $1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots \infty$; г) от $-l$ до $+l$.

25. Спиновое квантовое число характеризует

- а) форму электронного облака;
б) вращение электрона вокруг своей оси;
в) энергию электрона;
г) ориентацию электрона в пространстве.

- 26. Спиновое квантовое число обозначается символом**
 а) l ; б) m_s ; в) m_l ; г) n .
- 27. Спиновое квантовое число может иметь значения**
 а) $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$; в) от 0 до $(n-1)$;
 б) 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7... ∞ ; г) от $-l$ до $+l$.
- 28. s -Электронное облако имеет**
 а) одну ориентацию в пространстве ($l=0$);
 б) три ориентации в пространстве ($l= -1, 0, +1$);
 в) пять ориентаций в пространстве ($l= -2, -1, 0, +1, +2$);
 г) семь ориентаций в пространстве ($l= -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$).
- 29. Сколько ориентаций в пространстве имеет p -электронное облако?**
 а) одну; б) три; в) пять; г) семь.
- 30. Согласно принципу Паули, на одной орбитали может находиться**
 а) 2 электрона; в) 8 или 10 электронов;
 б) 6 электронов; г) не более двух электронов.
- 31. Какое максимальное число электронов может находиться на s -подуровне?**
 а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.
- 32. Какое максимальное число электронов может нахо-**

- даться на p -подуровне?**
 а) 10; б) 14; в) 6; г) 2.
- 33. Какое максимальное число электронов может находиться на d -подуровне?**
 а) 14; б) 6; в) 10; г) 2.
- 34. Число энергетических уровней (слоёв) в атоме равно**
 а) номеру группы, в которой находится элемент;
 б) порядковому номеру элемента;
 в) номеру периода, в котором находится элемент;
 г) валентности элемента.
- 35. Энергетический уровень подразделяется на энергетические подуровни (s -, p -, d -, f -). Число энергетических подуровней на уровне**
 а) равно номеру энергетического уровня;
 б) больше семи;
 в) равна номеру периода, в котором находится элемент в периодической таблице Д.И. Менделеева;
 г) правильный ответ (в).
- 36. Число подуровней на первом энергетическом уровне равно**
 а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
- 37. Число подуровней на втором энергетическом уровне равно**
 а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

- 38. s -Подуровень состоит из**
 а) одной орбитали; в) семи орбиталей;
 б) трёх орбиталей; г) пяти орбиталей.
- 39. p -Подуровень состоит из**
 а) одной орбитали; в) трёх орбиталей;
 б) пяти орбиталей; г) семи орбиталей.
- 40. d -Подуровень состоит из**
 а) одной орбитали; в) семи орбиталей;
 б) трёх орбиталей; г) пяти орбиталей.
- 41. Общая энергия электрона определяется суммой квантовых чисел**
 а) $n + m_l$; б) $m_l + l$; в) $n + l$; г) $n + m_s$.
- 42. Какая орбиталь (согласно правилу наименьшего запаса энергии) заполняется электронами раньше?**
 а) с бóльшим значением энергии;
 б) с одинаковым значением энергии;
 в) с меньшим значением энергии;
 г) правильный ответ (а).
- 43. Какая орбиталь заполняется электронами раньше, если сумма квантовых чисел $n+l$ двух разных орбиталей одинакова?**
 а) с меньшим значением l ; в) с бóльшим значением n ;
 б) с бóльшим значением l ; г) с меньшим значением n .
- 44. Согласно правилу Гунда, подуровень заполняется**

- электронами так, чтобы суммарное спиновое число электронов данного подуровня было**
 а) минимальным; в) равно 0;
 б) максимальным; г) равно 1.
- 45. Максимальное число электронов на s -подуровне любого энергетического уровня равно**
 а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.
- 46. Максимальное число электронов, которые могут занимать $3s$ -орбиталь,**
 а) 1; б) 2; в) 6; г) 8.
- 47. Максимальное число электронов на $2p$ -подуровне**
 а) 10; б) 2; в) 6; г) 8.
- 48. Максимальное число электронов на d -подуровне**
 а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.
- 49. Максимальное число электронов, которое может находиться на $3d$ -подуровне,**
 а) 2; б) 6; в) 14; г) 10.
- 50. Максимальное число электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме любого элемента равно**
 а) 2; б) 6; в) 8; г) 10.
- 51. Число электронов на внешнем уровне у атомов элементов главных подгрупп (кроме He) равно**
 а) 8;

- б) 2 или 1;
 в) номеру периода, в котором находятся элементы;
 г) номеру группы, в которой находятся элементы.

52. Число электронов на внешнем уровне у атомов элементов побочных подгрупп равно

- а) 4; б) 2 или 1; в) 10; г) 6.

53. Элементы, у которых заполняются электронами s -орбитали последнего уровня, называются

- а) p -элементами; в) s -элементами;
 б) d -элементами; г) f -элементами.

54. Элементы, у которых заполняются электронами p -орбитали внешнего уровня, называются

- а) d -элементами; в) s -элементами;
 б) p -элементами; г) f -элементами.

55. Элементы, у которых заполняются электронами d -орбитали, называются

- а) s -элементами; в) d -элементами;
 б) p -элементами; г) f -элементами.

56. Элементы одной подгруппы имеют сходные свойства, потому что

- а) имеют одинаковую валентность;
 б) находятся в одной группе;
 в) имеют сходное строение ядер их атомов;
 г) имеют сходную структуру внешнего электронного слоя.

57. С увеличением порядкового номера элемента свойства элементов изменяются периодически, так как

- а) периодически повторяется их валентность;
 б) периодически повторяется число электронов на внешнем энергетическом уровне;
 в) периодически повторяется заряд ядра атомов;
 г) правильный ответ (а).

58. Сколько энергетических уровней имеет атом свинца?

- а) 2; б) 4; в) 5; г) 6.

59. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома брома равно

- а) 2; б) 5; в) 7; г) 10.

60. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ соответствует атому

- а) марганца; б) аргона; в) скандия; г) титана.

61. Электронная формула атома элемента $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Порядковый номер элемента

- а) 10; б) 12; в) 16; г) 18.

62. Какой элемент имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$?

- а) К; б) Са; в) Ва; г) Na.

63. Электронная формула азота

- а) $1s^2 2s^2$; б) $1s^2 2s^2 2p^2$; в) $1s^2 2s^2 2p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^3$.

64. Электронная формула серы

- а) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
 б) $1s^2 p^6 s^2 p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6$.

65. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ показывает расположение электронов в атоме

- а) кремния; б) хрома; в) железа; г) кальция.

66. Электронная формула $\dots 3d^5 4s^2$ соответствует атому

- а) Ca; б) Se; в) Mn; г) Br.

67. Какой элемент третьего периода имеет завершённый внешний энергетический уровень?

- а) алюминий; б) аргон; в) фосфор; г) хлор.

68. Калий – это

- а) p -элемент; б) d -элемент; в) s -элемент; г) f -элемент.

69. К какому типу элементов (s -, p -, d -, f -) относится цинк?

- а) s ; б) p ; в) d ; г) f .

70. Элементы какой группы имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $ns^2 np^5$?

- а) II; б) VII; в) VI; г) V.

71. Число неспаренных электронов в атоме фосфора в невозбуждённом состоянии равно

- а) 1; б) 2; в) 3; г) 5.

72. Атом элемента содержит на $4p$ -подуровне 5 электронов. Этот элемент находится в

- а) IV периоде, седьмой группе, побочной подгруппе;
 б) IV периоде, седьмой группе, главной подгруппе;
 в) IV периоде, пятой группе, главной подгруппе;
 г) IV периоде, пятой группе, побочной подгруппе.

73. Атом элемента содержит на $3d$ -подуровне 3 электрона. Этот элемент находится в

- а) IV периоде, четвёртой группе, побочной подгруппе;
 б) IV периоде, пятой группе, побочной подгруппе;
 в) III периоде, пятой группе, побочной подгруппе;
 г) IV периоде, пятой группе, главной подгруппе.

74. Атомы металлов, как правило, содержат на внешнем энергетическом уровне

- а) 4 электрона; в) 8 электронов;
 б) от одного до трёх электронов; г) 7 электронов.

75. Атомы неметаллов, как правило, содержат на внешнем энергетическом уровне

- а) 4 электрона и больше;
 б) 1 электрон;
 в) 2 электрона;
 г) от одного до трёх электронов.

76. Радиус атомов элементов в главных подгруппах сверху вниз

- а) уменьшается;

- б) увеличивается;
- в) не изменяется;
- г) вначале уменьшается, затем увеличивается.

77. Радиус атомов элементов в периодах слева направо

- а) увеличивается; в) не изменяется;
- б) уменьшается; г) изменяется периодически.

78. Энергия ионизации – это

- а) энергия, необходимая для отрыва электрона от атома;
- б) способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- в) энергия, необходимая для возбуждения атома;
- г) энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому.

79. Энергия ионизации характеризует

- а) неметаллические свойства атома;
- б) металлические свойства атома;
- в) способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- г) способность атома присоединять электроны.

80. Металлические свойства элементов в периодах слева направо

- а) усиливаются;
- б) вначале усиливаются, а затем ослабевают;
- в) ослабевают;
- г) не изменяются.

81. Энергия ионизации атомов элементов в главных подгруппах сверху вниз

- а) уменьшается; в) увеличивается;
- б) не изменяется; г) изменяется периодически.

82. Сродство к электрону – это

- а) энергия, необходимая для отрыва электрона от атома;
- б) способность атома в молекуле притягивать к себе электроны;
- в) энергия, необходимая для возбуждения атома;
- г) энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому.

83. Сродство к электрону характеризует

- а) металлические свойства атома;
- б) неметаллические свойства атома;
- в) способность атома отдавать электроны;
- г) размер атома.

84. Неметаллические свойства элементов в периодах слева направо

- а) усиливаются;
- б) ослабевают;
- в) вначале усиливаются, а затем ослабевают;
- г) не изменяются.

85. Неметаллические свойства элементов главных подгрупп сверху вниз

- а) усиливаются; в) не изменяются;
- б) ослабевают; г) изменяются периодически.

86. Электроотрицательность – это способность атома в молекуле

- а) замещать определённое число атомов другого элемента;
- б) притягивать к себе электроны;
- в) присоединять определённое число атомов другого элемента;
- г) отдавать электроны другим атомам.

87. Электроотрицательность элементов в периодах слева направо

- а) уменьшается;
- б) увеличивается;
- в) не изменяется;
- г) вначале увеличивается, а затем уменьшается.

88. Электроотрицательность элементов в главных подгруппах сверху вниз

- а) не изменяется;
- б) увеличивается;
- в) уменьшается;
- г) изменяется периодически.

89. У химических элементов каждого периода с увеличением порядкового номера

- а) радиус атома и электроотрицательность уменьшаются;
- б) радиус атома увеличивается, электроотрицательность возрастает;
- в) радиус атома увеличивается, электроотрицательность уменьшается;
- г) радиус атома уменьшается, электроотрицательность возрастает.

90. Наименьший радиус у атома

- а) лития (№ 3);
- б) бериллия (№ 4);
- в) бора (№ 5);
- г) углерода (№ 6).

91. Наибольший радиус у атома

- а) К;
- б) Na;
- в) Li;
- г) Ca.

92. Какой из элементов имеет наибольшее значение энергии ионизации?

- а) литий;
- б) фтор;
- в) углерод;
- г) иод.

93. В каком ряду элементов металлические свойства слева направо уменьшаются?

- а) F, Cl, Br, I;
- б) O, S, Se, Te;
- в) K, Ca, Sc, Ti;
- г) Al, Mg, Ca, Cr.

94. У атома какого элемента наиболее выражены металлические свойства?

- а) калий (№ 19);
- б) литий (№ 3);
- в) натрий (№ 11);
- г) цезий (№ 55).

95. Наиболее активный неметалл

- а) хлор;
- б) фтор;
- в) иод;
- г) бром.

96. В каком ряду элементов неметаллические свойства слева направо увеличиваются?

- а) N, P, As, Sb;
- б) C, N, O, F;
- в) Li, Na, Mg, Al;
- г) O, S, Se, Te.

97. Наименее электроотрицательный элемент – это

а) кальций; б) калий; в) хром; г) бром.

98. Наиболее электроотрицательным элементом является

а) Mg; б) Si; в) Cl; г) S.

99. Какой из элементов проявляет наибольшую электроотрицательность?

а) O; б) S; в) Cl; г) F.

100. В каком ряду химические элементы расположены в порядке увеличения их электроотрицательности?

а) Br, Mn, Ca, K; в) F, O, N, C;
б) Al, Si, P, S; г) Mg, Ca, Zn, Br.

8.6. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Валентные электроны элементов главных подгрупп находятся на

а) d -орбиталях предпоследнего энергетического уровня;
б) s - и p -орбиталях последнего энергетического уровня;
в) d -орбиталях последнего энергетического уровня;
г) p -орбиталях предпоследнего энергетического уровня.

2. Валентные электроны элементов побочных подгрупп, как правило, находятся на

а) p -орбиталях последнего энергетического уровня;
б) s -орбиталях предпоследнего энергетического уровня;
в) d -орбиталях последнего энергетического уровня;
г) s -орбиталях последнего уровня и на d -орбиталях предпоследнего энергетического уровня.

3. При образовании химической связи атом элемента стремится образовать устойчивую электронную конфигурацию внешнего уровня типа

а) $s^2 p^3$; б) s^2 или $s^2 p^6$; в) $s^2 p^4$; г) $s^2 p^5$.

4. Ковалентная неполярная связь образуется при взаимодействии атомов

а) неметаллов одного и того же элемента;
б) металлов одного и того же элемента;
в) неметаллов разных элементов;
г) металлов разных элементов.

5. Ковалентная полярная связь образуется между атомами

а) металлов разных элементов;
б) металлов одного и того же элемента;
в) неметаллов разных элементов;
г) неметаллов одного и того же элемента.

6. При образовании ковалентной полярной связи общая пара электронов смещается в сторону атома

а) с меньшей электроотрицательностью;
б) с большей энергией ионизации;
в) с большей электроотрицательностью;
г) с меньшей энергией ионизации.

7. Донорно-акцепторная связь – это

а) ионная связь;
б) водородная связь;

- в) металлическая связь;
г) особый вид ковалентной связи.
- 8. Ионная связь возникает, когда атомы, образующие связь,**
а) сильно различаются электроотрицательностями;
б) мало различаются электроотрицательностями;
в) не различаются электроотрицательностями;
г) являются атомами неметаллов.
- 9. Атом элемента имеет порядковый номер 13. Число валентных электронов атома равно**
а) 5; б) 2; в) 3; г) 4.
- 10. Укажите число валентных электронов в атоме хрома:**
а) 1; б) 3; в) 6; г) 8.
- 11. Какой тип связи преобладает в соединении BaCl_2 ?**
а) ковалентная полярная; в) ковалентная неполярная;
б) металлическая; г) ионная.
- 12. Химическая связь в кристалле натрия:**
а) водородная; в) металлическая;
б) ионная; г) ковалентная.
- 13. Между молекулами воды возникает**
а) ионная связь;
б) водородная связь;
в) металлическая связь;

- г) сильно полярная ковалентная связь.
- 14. Какая связь в ионе гидроксония H_3O^+ ?**
а) ковалентная неполярная; в) водородная;
б) ионная; г) донорно-акцепторная.
- 15. Наиболее полярной является химическая связь**
а) $\text{H}-\text{Cl}$; б) $\text{H}-\text{Br}$; в) $\text{H}-\text{F}$; г) $\text{H}-\text{I}$.
- 16. В какой паре атомов химическая связь имеет наиболее ярко выраженный ионный характер?**
а) $\text{K}-\text{F}$; б) $\text{O}-\text{F}$; в) $\text{F}-\text{F}$; г) $\text{P}-\text{F}$.
- 17. Вещество с ионным типом связи – это**
а) SO_2 ; б) SiF_4 ; в) HCl ; г) NaBr .
- 18. Укажите ряд соединений с ионным типом связи:**
а) Cl_2 , NaBr , H_2O ; в) CaCl_2 , PH_3 , O_2 ;
б) LiF , KBr , BaCl_2 ; г) NaI , H_2S , H_2 .
- 19. Укажите ряд, в котором расположены только соединения с ковалентной полярной связью:**
а) SiH_4 , KF , O_2 ; в) Cl_2 , NaCl , PH_3 ;
б) HBr , SO_2 , HCl ; г) KBr , N_2 , F_2O .
- 20. Укажите ряд, в котором расположены только соединения с ковалентной неполярной связью:**
а) N_2 , Na_2O , H_2 ; в) BaCl_2 , HBr , H_2S ;
б) KBr , O_2 , Cl_2 ; г) Cl_2 , N_2 , O_2 .

21. Валентность – это

- а) общее число электронов в атоме;
- б) число химических связей, которое может образовать атом;
- в) число протонов в ядре атома;
- г) число электронов во внешнем электронном слое атома.

22. Число химических связей, которое может образовать атом элемента, как правило, равно

- а) числу протонов в ядре;
- б) массовому числу ядра;
- в) числу его неспаренных электронов;
- г) общему числу электронов.

23. Переменную валентность элемента можно объяснить изменением

- а) числа неспаренных электронов при возбуждении атома;
- б) общего числа электронов атома;
- в) числа энергетических уровней атома;
- г) числа протонов в ядре атома.

24. Переменная валентность серы (IV и VI) в возбуждённом состоянии объясняется

- а) уменьшением числа неспаренных электронов;
- б) распариванием $3s$ -электронов и переходом их на свободную $4s$ -орбиталь;
- в) распариванием $3p$ -электронов и переходом их на свободную $4p$ -орбиталь;

- г) распариванием $3s$ и $3p$ -электронов и переходом их на свободную $3d$ -орбиталь.

25. Положительные значения степеней окисления имеют

- а) атомы, отдающие свои электроны другим атомам;
- б) атомы, присоединяющие электроны от других атомов;
- в) атомы в простых веществах;
- г) атомы фтора.

26. Отрицательные значения степеней окисления имеют

- а) атомы, отдающие свои электроны другим атомам;
- б) атомы, присоединяющие электроны от других атомов;
- в) атомы в простых веществах;
- г) атомы металлов.

27. Металлы в соединениях имеют степень окисления

- а) только отрицательную;
- б) только положительную;
- в) нулевую;
- г) отрицательную, положительную и нулевую.

28. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна

- а) меньше 0; б) больше 0; в) 0; г) 1.

29. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в сложном ионе равна

- а) его заряду; б) 0; в) -1; г) 1.

30. Степень окисления кислорода в пероксиде натрия Na_2O_2 равна

- а) +2; б) -2; в) +1; г) -1.

31. Степень окисления водорода в гидриде кальция CaH_2 равна

- а) +1; б) -1; в) +2; г) -2.

32. Степень окисления атома фтора во всех его соединениях равна

- а) +1; б) 0; в) -1; г) +7.

33. Степень окисления азота в соединениях N_2 , NH_3 , NO , NH_4Cl , NaNO_3 соответственно равна

- а) 0, -3, -2, -3, +5; в) +2, -3, 0, +4, +5;
б) 0, -3, +2, -3, +5; г) 0, -3, +2, +3, +5.

34. Высшая положительная степень окисления атома марганца равна

- а) +2; б) +4; в) +7; г) +6.

35. Степень окисления атома хлора в хлорате калия KClO_3 :

- а) +5; б) +1; в) -1; г) +7.

36. Степень окисления хрома в бихромат-ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ равна

- а) +2; б) +6; в) +3; г) 0.

37. Степень окисления железа +3 в соединении

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; б) FeCl_2 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; г) K_2FeO_4 .

38. Элемент третьего периода, высшая степень окисления которого +4, – это

- а) фосфор; б) скандий; в) титан; г) кремний.

39. Высшая степень окисления иода в соединении

- а) KI ; б) KIO ; в) KIO_3 ; г) KIO_4 .

40. Степень окисления серы в сложном ионе SO_4^{2-} равна

- а) -2; б) +6; в) 0; г) +4.

41. Кислород проявляет положительную степень окисления в соединении

- а) K_2O ; б) NaNO_3 ; в) H_2O_2 ; г) OF_2 .

42. Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, при которых

- а) выделяется или поглощается теплота;
б) изменяется число исходных и конечных веществ;
в) изменяется степень окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ;
г) не изменяется степень окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

43. Какая из следующих реакций относится к окислительно-восстановительным?

- а) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$;
в) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

44. Процесс отдачи электронов атомами, молекулами или ионами называется

- а) восстановлением; в) разложением;
- б) обменом; г) окислением.

45. Процесс присоединения электронов атомами, молекулами или ионами называется

- а) замещением; в) окислением;
- б) восстановлением; г) нейтрализацией.

46. При окислительно-восстановительных реакциях

- а) происходит только процесс окисления;
- б) происходит только процесс восстановления;
- в) степень окисления атомов не изменяется;
- г) происходит одновременно два процесса – процесс окисления и процесс восстановления.

47. При окислении степень окисления атомов

- а) не изменяется; в) повышается;
- б) понижается; г) правильный ответ (а).

48. При восстановлении степень окисления атомов

- а) не изменяется; в) повышается;
- б) понижается; г) правильный ответ (в).

49. Окислители – это атомы, молекулы или ионы, которые

- а) отдают электроны;
- б) не изменяют свою степень окисления;
- в) повышают свою степень окисления;
- г) присоединяют электроны.

50. Восстановители – это атомы, молекулы или ионы, которые

- а) отдают электроны;
- б) не изменяют свою степень окисления;
- в) присоединяют электроны;
- г) понижают свою степень окисления.

51. Число электронов, которые отдаёт восстановитель,

- а) больше числа электронов, которые присоединяет окислитель;
- б) меньше числа электронов, которые присоединяет окислитель;
- в) равно числу электронов, которые присоединяет окислитель;
- г) правильный ответ (а).

52. Число электронов, которые присоединяет окислитель,

- а) больше числа электронов, которые отдаёт восстановитель;
- б) равно числу электронов, которые отдаёт восстановитель;
- в) меньше числа электронов, которые отдаёт восстановитель;
- г) правильный ответ (в).

53. Электронное уравнение $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ выражает

- а) процесс окисления;
- б) окислительно-восстановительный процесс;
- в) процесс восстановления;
- г) правильный ответ (а).

54. Электронное уравнение $\text{Al} - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$ выражает

- а) окислительно-восстановительный процесс;
- б) процесс восстановления;
- в) процесс окисления;
- г) правильный ответ (б).

55. Электронное уравнение $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ изображает процесс

- а) разложения;
- б) восстановления;
- в) окисления;
- г) замещения.

56. Электронное уравнение $\text{Na} - \text{e}^- \rightarrow \text{Na}^{1+}$ изображает процесс

- а) обмена;
- б) окисления;
- в) разложения;
- г) восстановления.

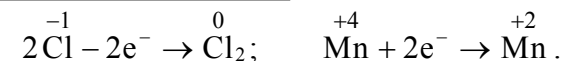
57. Электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции:



В данной реакции окислителем является

- а) атом серы со степенью окисления -2;
- б) атом серы со степенью окисления 0;
- в) атом марганца со степенью окисления +7;
- г) атом марганца со степенью окисления +2.

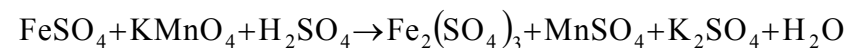
58. Электронные уравнения окислительно-восстановительной реакции:



В данной реакции восстановителем является

- а) атом хлора со степенью окисления -1;
- б) атом хлора со степенью окисления 0;
- в) атом марганца со степенью окисления +4;
- г) атом марганца со степенью окисления +2.

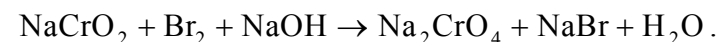
59. В окислительно-восстановительной реакции



коэффициенты у исходных веществ соответственно равны

- а) 8, 10, 2;
- б) 10, 2, 8;
- в) 2, 8, 10;
- г) 10, 8, 2.

60. Схема окислительно-восстановительной реакции:



В каком порядке надо расставить коэффициенты у исходных веществ?

- а) 8, 3, 2;
- б) 2, 3, 8;
- в) 3, 8, 2;
- г) 3, 2, 8.

8.7. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

1. В зависимости от способности проводить электрический ток вещества делят на

- а) электролиты и неэлектролиты;
- б) соли;
- в) кислоты;
- г) оксиды.

2. Электролитами могут быть вещества

- а) только с ионными связями;
 б) только с полярными ковалентными связями;
 в) с ионными и полярными ковалентными связями;
 г) с неполярными ковалентными связями.
- 3. К электролитам относятся**
 а) только соли; в) только щёлочи;
 б) только кислоты; г) соли, кислоты и щёлочи.
- 4. Большинство органических веществ являются не-электролитами потому, что они содержат**
 а) неполярные ковалентные связи;
 б) ионные связи;
 в) водородные связи;
 г) полярные ковалентные связи.
- 5. Распад электролита на ионы в водном растворе или расплаве называется**
 а) сольватацией; в) электролитической диссоциацией;
 б) гидратацией; г) реакцией разложения.
- 6. Для диссоциации необходимы два условия:**
 а) растворённое вещество должно быть полярным, а растворитель – неполярным;
 б) растворённое вещество должно быть неполярным, а растворитель – полярным;
 в) растворённое вещество и растворитель должны быть полярными веществами;
 г) правильный ответ (а).

- 7. Отношение числа частиц, распавшихся на ионы, к общему числу частиц растворённого вещества – это**
 а) массовая доля растворённого вещества;
 б) степень диссоциации;
 в) коэффициент растворимости;
 г) массовая доля элемента.
- 8. Между степенью электролитической диссоциации (α), числом диссоциированных молекул (n) и общим числом молекул растворённого вещества (N) существует зависимость. Какая из формул правильная?**
 а) $\alpha = \frac{N}{n}$; б) $\alpha = \frac{n}{N}$; в) $\alpha = n \cdot N$; г) $\alpha = \frac{N}{n} \cdot 100\%$.
- 9. Сильные электролиты**
 а) практически полностью диссоциируют на ионы;
 б) не диссоциируют на ионы;
 в) частично диссоциируют на ионы;
 г) содержат неполярные ковалентные связи.
- 10. Степень диссоциации сильных электролитов**
 а) $\alpha = 1$; в) α близка к единице;
 б) $\alpha = 0$; г) $\alpha > 1$.
- 11. Какой ряд содержит только сильные электролиты?**
 а) HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; в) H_2SO_4 , H_2S , HNO_2 ;
 б) HBr , H_2S , H_2SiO_3 ; г) HClO_4 , H_2CO_3 , HMnO_4 .
- 12. Какой ряд содержит только слабые электролиты?**

- а) HCl , H_2S , H_2SO_4 ; в) H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
б) HNO_3 , H_2CO_3 , HClO_4 ; г) HClO_4 , HNO_2 , HCN .

13. Гидроксиды какого ряда являются сильными электролитами?

- а) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, NH_4OH , NaOH ;
б) NaOH , KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
в) $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
г) NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

14. Гидроксид аммония NH_4OH и вода – это

- а) слабые электролиты; в) неэлектролиты;
б) сильные электролиты; г) все ответы правильные.

15. Гидроксиды какого ряда являются слабыми электролитами?

- а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NaOH ;
б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, NH_4OH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
в) KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH ;
г) KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

16. Какие соли являются сильными электролитами?

- а) почти все растворимые соли;
б) нерастворимые соли;
в) малорастворимые соли;
г) средние соли.

17. Вещества какого ряда являются сильными элект-

ролитами?

- а) KOH , H_2SO_4 , CaCO_3 ;
б) NH_4OH , H_2S , H_2O ;
в) HCl , NaOH , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
г) H_2CO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, AgCl .

18. При диссоциации кислот образуются

- а) катионы металлов и анионы кислотных остатков;
б) катионы водорода (H^+) и анионы кислотных остатков;
в) катионы кислотных остатков и анионы металлов;
г) анионы водорода и катионы кислотных остатков.

19. Кислоты какого ряда диссоциируют ступенчато?

- а) HCl , HNO_3 , HNO_2 ;
б) H_2SO_4 , HBr , H_2SiO_3 ;
в) HClO_4 , HMnO_4 , H_2SO_3 ;
г) H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4 .

20. Растворы кислот имеют общие свойства. Общие свойства кислот объясняются наличием в их растворах

- а) ионов водорода;
б) гидроксид-ионов;
в) анионов кислотных остатков;
г) катионов водорода и анионов гидроксид-иона.

21. При диссоциации оснований образуются

- а) катионы водорода (H^+) и анионы кислотных остатков;

- б) катионы металлов и анионы кислотных остатков;
 в) катионы металлов и анионы гидроксид-иона;
 г) катионы водорода и анионы гидроксид-иона.

22. Основания какого ряда диссоциируют ступенчато?

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NH_4OH ;
 б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH ; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, LiOH .

23. Растворы оснований имеют общие свойства. Общие свойства оснований объясняются наличием в их растворах

- а) ионов водорода; в) гидроксид-ионов;
 б) катионов металлов; г) анионов кислотных остатков.

24. Реакции электролитов в водных растворах являются реакциями между

- а) молекулами; в) молекулами и ионами;
 б) ионами; г) все ответы правильные.

25. Реакции обмена в растворах электролитов происходят необратимо (до конца), если в результате реакции образуется

- а) осадок (нерастворимое вещество);
 б) газ;
 в) вода или другой слабый электролит;
 г) все ответы правильные.

26. Какая из данных реакций необратима?

- а) $\text{NaCl} + \text{KNO}_3 \rightarrow$; в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KCl} \rightarrow$;

- б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; г) $\text{KOH} + \text{BaCl}_2 \rightarrow$.

27. Из данных реакций необратимой является реакция

- а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; в) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$;
 б) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; г) $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow$.

28. Реакция между растворами кислот и оснований является

- а) необратимой реакцией; в) обратимой реакцией;
 б) реакцией разложения; г) реакцией соединения.

29. Вода – слабый электролит. Вода в незначительной степени диссоциирует на водород-ионы и гидроксид-ионы:

$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Концентрация водород-ионов $[\text{H}^+]$ и концентрация гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ в чистой воде равна

- а) $1 \cdot 10^{-14}$; в) $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$;
 б) $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$; г) $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

30. Концентрацию ионов в растворе выражают в

- а) долях единицы;
 б) процентах;
 в) молях ионов в 1 л раствора (моль/л);
 г) граммах на моль (г/моль).

31. Ионное произведение воды ($I_{\text{H}_2\text{O}}$, K_{W}) при определённой температуре

- а) величина постоянная; в) зависит от давления;
 б) величина переменная; г) правильный ответ (б).

32. Числовое значение ионного произведения воды $[H^+] \cdot [OH^-]$ при 22°C равно

- а) $1 \cdot 10^{-14}$; б) $1 \cdot 10^{-7}$; в) $> 1 \cdot 10^{-7}$; г) $< 1 \cdot 10^{-7}$.

33. Концентрация водород-ионов в водных растворах определяет

- а) кислотность раствора (среды);
 б) щёлочность раствора (среды);
 в) степень диссоциации воды;
 г) правильный ответ (б).

34. Концентрация гидроксид-ионов в водных растворах определяет

- а) степень диссоциации воды;
 б) щёлочность раствора (среды);
 в) кислотность раствора (среды);
 г) правильный ответ (в).

35. Нейтральные растворы – это растворы, в которых

- а) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-14}$ моль/л; в) $[H^+] < [OH^-]$;
 б) $[H^+] > [OH^-]$; г) $[H^+] = [OH^-]$.

36. Кислые растворы – это растворы, в которых

- а) $[H^+] = [OH^-]$; в) $[H^+] < [OH^-]$;

- б) $[H^+] > [OH^-]$; г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

37. Щелочные растворы – это растворы, в которых

- а) $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л;
 б) $[H^+] > [OH^-]$;
 в) $[H^+] < [OH^-]$;
 г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

38. Выражение $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$ применимо

- а) только для воды;
 б) только для водных растворов;
 в) для воды и для любых водных растворов;
 г) для неводных растворов.

39. Произведение концентраций водород-ионов и гидроксид-ионов $[H^+] \cdot [OH^-]$ для водных растворов, как и для чистой воды, величина постоянная и равна $1 \cdot 10^{-14}$.

Поэтому, если в растворе концентрация водород-ионов увеличивается, то концентрация гидроксид-ионов

- а) тоже увеличивается;
 б) уменьшается;
 в) не изменяется;
 г) сначала уменьшается, а потом увеличивается.

40. Для нейтрального раствора верно соотношение

- а) $[H^+] > [OH^-]$, $pH < 7$; в) $[H^+] = [OH^-]$, $pH 7$;
 б) $[H^+] < [OH^-]$, $pH > 7$; г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

41. Для кислого раствора верно соотношение

- а) $[H^+] > [OH^-]$, $pH < 7$; в) $[H^+] = [OH^-]$, $pH 7$;
 б) $[H^+] < [OH^-]$, $pH > 7$; г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

42. Для щелочного раствора верно соотношение

- а) $[H^+] > [OH^-]$, $pH < 7$; в) $[H^+] = [OH^-]$, $pH 7$;
 б) $[H^+] < [OH^-]$, $pH > 7$; г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

43. У крови pH 7,4. Какая реакция среды крови?

- а) сильноокислая; в) слабощелочная;
 б) сильнощелочная; г) нейтральная.

44. У слюны pH 6,9. Какая реакция среды слюны?

- а) слабощелочная; в) нейтральная;
 б) слабоокислая; г) сильноокислая.

45. У слёз pH 7. Какую реакцию среды имеют слёзы?

- а) сильноокислую; в) нейтральную;
 б) слабощелочную; г) слабоокислую.

46. Желудочный сок имеет $pH \approx 2$. Какова концентрация водород-ионов и гидроксид-ионов в желудочном соке?

- а) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ и $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-12}$;

- б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-12}$ и $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-2}$;
 в) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-7}$ и $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$;
 г) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-5}$ и $[OH^-] = 1 \cdot 10^{-9}$.

47. У желудочного сока pH 1,7. Какую реакцию среды имеет желудочный сок?

- а) нейтральную; в) сильнощелочную;
 б) слабощелочную; г) сильноокислую.

48. Какова концентрация ионов водорода в растворе гидроксида натрия, если $C = 0,005$ моль/л?

- а) $2 \cdot 10^{-13}$ моль/л в) $2,0 \cdot 10^{-12}$ моль/л;
 б) $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л; г) $2 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

49. Взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуется слабый электролит, – это процесс

- а) диссоциации; в) ассоциации;
 б) гидролиза соли; г) сольватации.

50. В результате гидролиза соли образуется

- а) сольват; в) кристаллогидрат;
 б) слабый электролит; г) сильный электролит.

51. Измерение pH растворов солей показывает, что они могут иметь

- а) только кислую реакцию;
 б) только нейтральную реакцию;
 в) только щелочную реакцию;

г) щелочную, кислую или нейтральную реакцию.

52. Гидролизу подвергаются

- а) растворимые основания;
- б) нерастворимые в воде соли;
- в) соли сильного основания и сильной кислоты;
- г) соли сильного основания и слабой кислоты, соли слабого основания и сильной кислоты, соли слабого основания и слабой кислоты.

53. Какая соль не подвергается гидролизу?

- а) $Al_2(SO_4)_3$; б) K_2CO_3 ; в) K_2SO_4 ; г) $(NH_4)_2S$.

54. Выберите ряд, в котором все соли подвергаются гидролизу:

- а) KBr , $Cu(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$;
- б) $MgCl_2$, K_3PO_4 , Na_2SO_3 ;
- в) $Ba(NO_3)_2$, $MgSO_4$, $NaCl$;
- г) $NaNO_2$, $ZnCl_2$, K_2SO_4 .

55. При гидролизе солей сильного основания и слабой кислоты в растворе образуется избыток

- а) водород-ионов;
- б) гидроксид-ионов;
- в) катионов металла;
- г) анионов кислотных остатков.

56. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты иначе называется

- а) гидролизом по аниону;
- б) гидролизом по катиону;
- в) гидролизом по катиону и аниону;
- г) все ответы правильные.

57. Соли сильного основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу. Растворы таких солей имеют

- а) кислую реакцию ($pH < 7$);
- б) щелочную реакцию ($pH > 7$);
- в) нейтральную реакцию ($pH \approx 7$);
- г) слабокислую реакцию ($pH \approx 6$).

58. Какую реакцию будут иметь растворы солей Na_2S , Na_2CO_3 , Na_2SO_3 ?

- а) кислую реакцию ($pH < 7$);
- б) щелочную реакцию ($pH > 7$);
- в) нейтральную реакцию ($pH \approx 7$);
- г) $pH < 5$.

59. При гидролизе солей слабого основания и сильной кислоты в растворе образуется избыток

- а) водород-ионов;
- б) гидроксид-ионов;
- в) катионов металла;
- г) анионов кислотных остатков.

60. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты иначе называется

- а) гидролизом по аниону;
- б) гидролизом по катиону;
- в) гидролизом по катиону и аниону;
- г) правильный ответ (а).

61. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, подвергаются гидролизу. Растворы таких солей имеют

- а) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
- б) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
- в) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$);
- г) $\text{pH} \approx 9$.

62. Какую реакцию будут иметь растворы солей AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, NH_4Cl ?

- а) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
- б) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
- в) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$);
- г) $\text{pH} \approx 12$.

63. Соли слабого основания и слабой кислоты подвергаются гидролизу. Растворы таких солей имеют

- а) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
- б) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
- в) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$);
- г) слабощелочную или слабокислую реакцию, так как реакция среды зависит от степени диссоциации про-

дуктов гидролиза – кислоты и основания.

64. Гидролиз соли слабого основания и слабой кислоты иначе называется

- а) гидролизом по аниону;
- б) гидролизом по катиону;
- в) гидролизом по катиону и аниону;
- г) правильный ответ (б).

65. Какую реакцию среды будут иметь растворы солей $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$?

- а) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
- б) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
- в) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$);
- г) реакция среды зависит от степени диссоциации продуктов гидролиза.

66. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу, потому что

- а) катионы сильного основания образуют с водой слабый электролит;
- б) анионы сильной кислоты образуют с водой слабый электролит;
- в) ионы таких солей не могут образовать с водой слабые электролиты;
- г) они не являются электролитами.

67. Растворы солей сильного основания и сильной кислоты имеют

- а) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
 б) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
 в) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$);
 г) правильный ответ (б).

68. Растворы солей NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ имеют

- а) щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$);
 б) кислую реакцию ($\text{pH} < 7$);
 в) $\text{pH} = 10$;
 г) нейтральную реакцию ($\text{pH} 7$).

69. В водном растворе кислую реакцию даёт

- а) Na_2S ; б) NH_4Cl ; в) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; г) KCl .

70. Какова среда водного раствора сульфида натрия Na_2S ?

- а) кислая ($\text{pH} < 7$); в) нейтральная ($\text{pH} 7$);
 б) щелочная ($\text{pH} > 7$); г) слабокислая.

71. Каково значение pH раствора хлорида магния MgCl_2 ?

- а) $\text{pH} = 7$; б) $\text{pH} > 7$; в) $\text{pH} < 7$; г) верный ответ (б).

72. Каково значение pH раствора цианида натрия NaCN – соли сильного основания NaOH и слабой кислоты HCN ?

- а) $\text{pH} = 7$; б) $\text{pH} > 7$; в) $\text{pH} < 7$; г) $\text{pH} = 4$.

ОТВЕТЫ

8.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. а; 2. в; 3. в; 4. в; 5. б; 6. а; 7. б; 8. б;
 9. в; 10. в; 11. б; 12. в; 13. г; 14. в; 15. в; 16. б;
 17. а; 18. г; 19. б; 20. б; 21. б; 22. в; 23. а; 24. г;
 25. в; 26. в; 27. а; 28. б; 29. б; 30. б; 31. в; 32. г;
 33. в; 34. в; 35. б; 36. в; 37. г; 38. в; 39. г; 40. в;
 41. б; 42. б; 43. б; 44. г; 45. б; 46. в; 47. г; 48. г;
 49. б; 50. а; 51. г; 52. в; 53. а; 54. б; 55. б; 56. б;
 57. а; 58. в; 59. в; 60. а; 61. в; 62. б; 63. б; 64. в;
 65. б; 66. в; 67. б; 68. а; 69. г; 70. б; 71. г; 72. а;
 73. г; 74. в; 75. а; 76. б; 77. б; 78. в; 79. а; 80. в;
 81. в; 82. б; 83. а; 84. в; 85. а; 86. б; 87. б; 88. в;
 89. в; 90. в; 91. б; 92. в; 93. в; 94. а; 95. б; 96. б;
 97. г; 98. г; 99. в; 100. б; 101. г; 102. г; 103. б; 104. в;
 105. г; 106. а; 107. а.

8.2. РАСТВОРЫ

1. г; 2. в; 3. г; 4. а; 5. б; 6. а; 7. б; 8. б;
 9. б; 10. б; 11. а; 12. б; 13. б; 14. а; 15. б; 16. в;
 17. г; 18. б; 19. в.

8.3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

8.3.1. ОКСИДЫ

1. б; 2. а; 3. г; 4. а; 5. в; 6. г; 7. б; 8. в;

9. б; 10. б; 11. б; 12. а; 13. в; 14. в; 15. г; 16. а;
17. г; 18. г; 19. в.

8.3.2. ОСНОВАНИЯ

1. б; 2. в; 3. б; 4. в; 5. б; 6. а; 7. а; 8. б;
9. в; 10. а; 11. в; 12. б; 13. в; 14. б; 15. в; 16. б;
17. г; 18. в; 19. в; 20. а; 21. б; 22. а; 23. г; 24. в;
25. г; 26. б.

8.3.3. КИСЛОТЫ

1. в; 2. б; 3. а; 4. б; 5. в; 6. в; 7. а; 8. а;
9. а; 10. в; 11. б; 12. б; 13. г; 14. а; 15. в; 16. в;
17. г; 18. а; 19. в; 20. а; 21. б; 22. г; 23. в; 24. в;
25. в; 26. б.

8.3.4. СОЛИ

1. г; 2. а; 3. б; 4. в; 5. б; 6. в; 7. г; 8. в;
9. в; 10. в; 11. а; 12. а; 13. г; 14. в.

8.4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

1. в; 2. г; 3. а; 4. в; 5. б; 6. г; 7. в; 8. б;
9. в; 10. а; 11. б; 12. б; 13. в; 14. в; 15. б; 16. а;
17. в; 18. в; 19. б; 20. в; 21. б; 22. б; 23. в; 24. а;
25. г.

8.5. СТРОЕНИЕ АТОМА

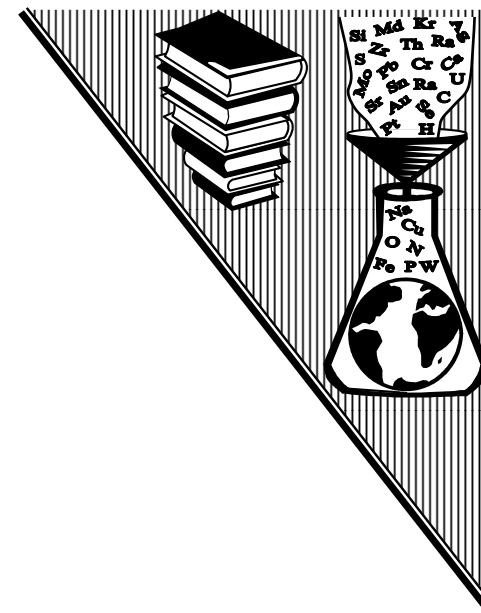
1. б; 2. в; 3. в; 4. б; 5. б; 6. б; 7. а; 8. а;
9. б; 10. г; 11. в; 12. б; 13. г; 14. г; 15. б; 16. г;
17. г; 18. а; 19. б; 20. г; 21. а; 22. в; 23. а; 24. г;
25. б; 26. б; 27. а; 28. а; 29. б; 30. г; 31. а; 32. в;
33. в; 34. в; 35. а; 36. а; 37. б; 38. а; 39. в; 40. г;
41. в; 42. в; 43. г; 44. б; 45. а; 46. б; 47. в; 48. в;
49. г; 50. в; 51. г; 52. б; 53. в; 54. б; 55. в; 56. г;
57. б; 58. г; 59. в; 60. г; 61. в; 62. а; 63. г; 64. в;
65. в; 66. в; 67. б; 68. в; 69. в; 70. б; 71. в; 72. б;
73. б; 74. б; 75. а; 76. б; 77. б; 78. а; 79. б; 80. в;
81. а; 82. г; 83. б; 84. а; 85. б; 86. б; 87. б; 88. в;
89. г; 90. г; 91. а; 92. б; 93. в; 94. г; 95. б; 96. б;
97. б; 98. в; 99. г; 100. б.

8.6. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

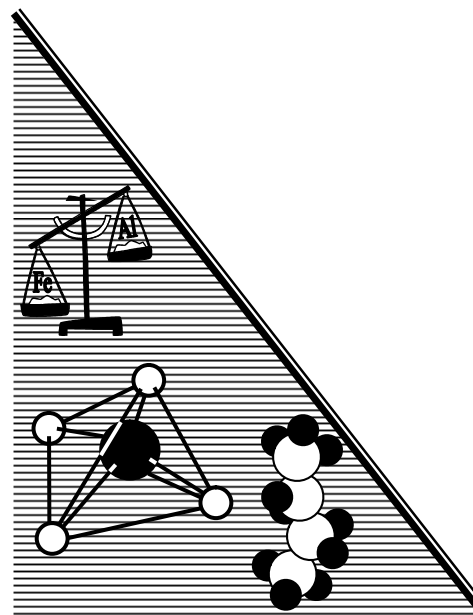
1. б; 2. г; 3. б; 4. а; 5. в; 6. в; 7. г; 8. а;
9. в; 10. в; 11. г; 12. в; 13. б; 14. г; 15. в; 16. а;
17. г; 18. б; 19. б; 20. г; 21. б; 22. в; 23. а; 24. г;
25. а; 26. б; 27. б; 28. в; 29. а; 30. г; 31. б; 32. в;
33. б; 34. в; 35. а; 36. б; 37. в; 38. г; 39. г; 40. б;
41. г; 42. в; 43. в; 44. г; 45. б; 46. г; 47. в; 48. б;
49. г; 50. а; 51. в; 52. б; 53. в; 54. в; 55. б; 56. б;
57. в; 58. а; 59. б; 60. б.

8.7. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

1. а; 2. в; 3. г; 4. а; 5. в; 6. в; 7. б; 8. б;
 9. а; 10. в; 11. а; 12. в; 13. г; 14. а; 15. б; 16. а;
 17. в; 18. б; 19. г; 20. а; 21. в; 22. а; 23. в; 24. б;
 25. г; 26. б; 27. в; 28. а; 29. б; 30. в; 31. а; 32. а;
 33. а; 34. б; 35. г; 36. б; 37. в; 38. в; 39. б; 40. в;
 41. а; 42. б; 43. в; 44. б; 45. в; 46. а; 47. г; 48. в;
 49. б; 50. б; 51. г; 52. г; 53. в; 54. б; 55. б; 56. а;
 57. б; 58. б; 59. а; 60. б; 61. а; 62. б; 63. г; 64. в;
 65. г; 66. в; 67. в; 68. г; 69. б; 70. б; 71. в; 72. б.



ПРИЛОЖЕНИЯ



**СИМВОЛЫ И НАЗВАНИЯ ВАЖНЕЙШИХ
ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**

Символ (знак) элемента	Латинское название	Произношение знака	Русское название
1	2	3	4
Ag	Argentum	аргентум	серебро
Al	Aluminium	алюминий	алюминий
Ar	Argon	аргон	аргон
As	Arsenicum	арсеникум	мышьяк
Au	Aurum	аурум	золото
B	Borum	бор	бор
Ba	Barium	барий	барий
Be	Beryllium	бериллий	бериллий
Br	Bromum	бром	бром
C	Carboneum	цэ	углерод
Ca	Calcium	кальций	кальций
Cl	Chlorum	хлор	хлор
Co	Cobaltum	кобальт	кобальт
Cr	Chromium	хром	хром
Cu	Cuprum	купрум	медь

1	2	3	4
F	Fluorum	фтор	фтор
Fe	Ferrum	феррум	железо
H	Hydrogenium	аш	водород
He	Helium	гелий	гелий
Hg	Hydrargyrum	гидраргирум	ртуть
I	Iodum	йод	йод
K	Kalium	калий	калий
Kr	Krypton	криптон	криптон
Li	Lithium	литий	литий
Mg	Magnesium	магний	магний
Mn	Manganum	марганец	марганец
N	Nitrogenium	эн	азот
Na	Natrium	натрий	натрий
Ne	Neon	неон	неон
Ni	Niccolum	никель	никель
O	Oxygenium	о	кислород
P	Phosphorus	пэ	фосфор
Pb	Plumbum	плюмбум	свинец
S	Sulfur	эс	сера
Si	Silicium	силициум	кремний

1	2	3	4
Sn	Stannum	станнум	олово
Ti	Titanium	титан	титан
V	Vanadium	ванадий	ванадий
Zn	Zincum	цинк	цинк

Таблица 2

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ПОСТОЯННЫЕ

Атомная единица массы 1 а.е.м.	$1,66 \cdot 10^{-27}$ кг
Нормальное атмосферное давление	$1,01 \cdot 10^5$ Па
Нормальная температура	273,15 К (0 °С)
Молярный объем идеального газа при нормальных условиях	$22,4 \cdot 10^{-3}$ м ³ /моль

Таблица 3

**УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ,
НАЗВАНИЯ И ЕДИНИЦЫ ИЗМЕРЕНИЯ
ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН**

Обозначения	Названия	Единицы измерения
1	2	3
m	Масса	кг, г (килограмм, грамм)
W	Массовая доля	—
A_r	Относительная атомная масса	—
M_r	Относительная молекулярная масса	—
$\nu (n)$	Количество вещества	моль (моль)
M	Молярная масса	кг/моль (килограмм на моль) г/моль (грамм на моль)
V	Объем	м ³ , л, см ³ (кубический метр, литр, кубический сантиметр)
V_m	Молярный объем газа	м ³ /моль (кубический метр на моль) л/моль (литр на моль)

1	2	3
D_{H_2}	Относительная плотность по водороду	—
$D_{\text{возд.}}$	Относительная плотность по воздуху	—
ρ	Плотность	кг/м ³ (килограмм на кубический метр), г/мл (грамм на миллилитр), г/см ³ (грамм на кубический сантиметр)
P	Давление	Па (паскаль)
T	Температура	К (кельвин)
t	Температура по шкале Цельсия	°С
α	Степень диссоциации	—
Q	Тепловой эффект	Дж, кДж (джоуль, килоджоуль)

**ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ
СОЛЕЙ, КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ**

Катион Анион	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻	—	Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	М	—	—	Н	М	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

Р — растворимое вещество;

М — малорастворимое вещество;

Н — нерастворимое вещество;


— — вещество не существует или разлагается водой.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

Периоды	Г Р У П П Ы				
	I	II	III	IV	V
I	H водород 1,00795	ХИМИЧЕСКИЕ			
II	Li литий 6,941	Be бериллий 9,0122	B бор 10,811	C углерод 12,011	N азот 14,007
III	Na натрий 22,990	Mg магний 24,305	Al алюминий 26,982	Si кремний 28,086	P фосфор 30,974
IV	K калий 39,098	Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,942
	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,39	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,922
V	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,224	41 Nb ниобий 92,906
	47 Ag серебро 107,87	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,75
VI	55 Cs цезий 132,91	56 Ba барий 137,33	57 *La лантан 138,91	72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,95
	79 Au золото 196,97	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,38	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,98
VII	87 Fr франций (223)	88 Ra радий 226,02	89 **Ac актиний (227)	104 Rf резерфордий (261)	105 Db дубний (262)
Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅
Летучие водородные соединения				RH₄	RH₃

*	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,91	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий (147)	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25
**	90 Th торий 232,04	91 Pa протактиний 231,0	92 U уран 238,03	93 Np нептуний (237)	94 Pu плутоний (244)	95 Am америций (243)	96 Cm кюри (247)

ЭЛЕМЕНТОВ (короткая форма)

Э Л Е М Е Н Т О В					
VI	VII	VIII			
Э Л Е М Е Н Т Ы		He гелий 4,0026			
O кислород 15,999	F фтор 18,998	Ne неон 20,179			
S сера 32,066	Cl хлор 35,453	Ar аргон 39,948			
24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,847	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,69	
Se селен 78,96	Br бром 79,904	Kr криптон 83,80			
42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций 99	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,91	46 Pd палладий 106,42	
Te теллур 127,60	I иод 126,90	Xe ксенон 131,29			
74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,21	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,08	
Po полоний 209	At астат 210	Rn радон 222			
106 Sg сиборгий (263)	107 Bh борий (262)	108 Hs гассий (265)	109 Mt майтнерий (266)	110 Uun унунний (260)	
RO₃	R₂O₇	RO₄			
H₂R	HR				

65 Tb тербий 158,93	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,93	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,97
97 Bk берклий (247)	98 Cf калифорний (249)	99 Es эйнштейний (252)	100 Fm фермий (257)	101 Md менделевий (258)	102 No нобелий (259)	103 Lr лоуренсий (260)

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ									
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	IX	X
	<i>s</i> -элементы									
1	1 H водород 1,0									2 He гелий 4,0
2	3 Li литий 6,9	4 Be бериллий 9,0								
3	11 Na натрий 23,0	12 Mg магний 24,3	<i>d</i> -элементы							
4	19 K калий 39,1	20 Ca кальций 40,1	21 Sc скандий 45,0	22 Ti титан 47,9	23 V ванадий 50,9	24 Cr хром 52,0	25 Mn марганец 54,9	26 Fe железо 55,9	27 Co кобальт 58,9	28 Ni никель 58,7
5	37 Rb рубидий 85,5	38 Sr стронций 87,6	39 Y иттрий 88,9	40 Zr цирконий 91,2	41 Nb ниобий 92,9	42 Mo молибден 95,9	43 Tc технеций (99)	44 Ru рутений 101,1	45 Rh родий 102,9	46 Pd палладий 106,4
6	55 Cs цезий 132,9	56 Ba барий 137,3	57 La* лантан 138,9	72 Hf гафний 178,5	73 Ta тантал 181,0	74 W вольфрам 183,9	75 Re рений 186,2	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,2	78 Pt платина 195,1
7	87 Fr франций (223)	88 Ra радий (226)	89 Ac** актиний (227)	104 Rf резерфордий (261)	105 Db дубний (262)	106 Sg сиборгий (263)	107 Bh борий (262)	108 Hs гассий (265)	109 Mt майтнерий (266)	110 Uun унунний

<i>f</i> -элементы							
*	58 Ce церий 140,1	59 Pr празеодим 140,9	60 Nd неодим 144,2	61 Pm прометий (147)	62 Sm самарий 150,4	63 Eu европий 152,0	64 Gd гадолиний 157,3
**	90 Th торий 232,0	91 Pa проактиний (231)	92 U уран 238,1	93 Np нептуний (237)	94 Pu плутоний (244)	95 Am амерций (243)	96 Cm курий (247)

ЭЛЕМЕНТОВ (длинная форма)

ЭЛЕМЕНТОВ							
IB	IIБ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
							<div>2 He гелий 4,0</div>
<div><div><div>d-элементы</div></div><div><div>p-элементы</div></div></div>							
		<div>5 B бор 10,8</div>	<div>6 C углерод 12,0</div>	<div>7 N азот 14,0</div>	<div>8 O кислород 16,0</div>	<div>9 F фтор 19,0</div>	<div>10 Ne неон 20,2</div>
		<div>13 Al алюминий 27,0</div>	<div>14 Si кремний 28,1</div>	<div>15 P фосфор 31,0</div>	<div>16 S сера 32,1</div>	<div>17 Cl хлор 35,5</div>	<div>18 Ar аргон 39,9</div>
<div>29 Cu медь 63,5</div>	<div>30 Zn цинк 65,4</div>	<div>31 Ga галлий 69,7</div>	<div>32 Ge германий 72,6</div>	<div>33 As мышьяк 74,9</div>	<div>34 Se селен 79,0</div>	<div>35 Br бром 79,9</div>	<div>36 Kr криптон 83,8</div>
<div>47 Ag серебро 107,9</div>	<div>48 Cd кадмий 112,4</div>	<div>49 In индий 114,8</div>	<div>50 Sn олово 118,7</div>	<div>51 Sb сурьма 121,8</div>	<div>52 Te теллур 127,6</div>	<div>53 I йод 126,9</div>	<div>54 Xe ксенон 131,3</div>
<div>79 Au золото 197,0</div>	<div>80 Hg ртуть 200,6</div>	<div>81 Tl таллий 204,4</div>	<div>82 Pb свинец 207,2</div>	<div>83 Bi висмут 209,0</div>	<div>84 Po полоний (209)</div>	<div>85 At астат (210)</div>	<div>86 Rn радон (222)</div>

<i>f</i> -элементы						
65 Tb тербий 158,9	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,9	68 Er эрбий 167,3	69 Tm тулий 168,9	70 Yb иттербий 173,0	71 Lu лютеций 175,0
97 Bk берклий (247)	98 Cf калфорний (249)	99 Es эйнштейний (252)	100 Fm фермий (257)	101 Md менделевий (258)	102 No нобелий (259)	103 Lr лоуренсий (260)

ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ
ЭЛЕМЕНТОВ

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	H 2,10										He –
II	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne –
III	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,50	Cl 2,83				Ar –
IV	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr –
V	Rb 0,89	Sc 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Te 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe –
VI	Cs 0,86	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Ti 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn –
VII	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac** 1,00	*Лантаноиды: 1,08–1,14 **Актиноиды: 1,11–1,2							

Таблица 6

РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, (H₂), Cu, Hg, Ag, Pt, Au

ЛИТЕРАТУРА

1. Капустян А.И., Табенская Т.В. Химия: Для студентов подфаков вузов.–М.: Высш. шк., 1990.–395с.
2. Литвиненко В.А., Клибус Г.Х., Капустян А.И. Химия: Для иностранных студентов подфаков вузов / Под ред. В.А. Литвиненко. – К.: Вища шк., 1995. – Ч.1. – 100с.
3. Буринская Н.Н. Химия: Учебник для 8 классов общеобразовательных школ.– 3-е изд., испр. и доп.–К., Ирпінь: ВТФ «Перун». 1997.– 150с.
4. Буринская Н.Н. Химия: Учебник для 9 классов средних общеобразовательных школ. – 3-е изд. перераб. и доп.– К.: Перун, 2001. – 160с.
5. Лисачук Л.Н., Федорова Л.С., Ралитная И.А. Основные понятия и законы химии. Растворы. Учебное пособие для студентов высших учебных заведений. –Х.: НТУ «ХПИ», 2008. – 219с.
6. Федорова Л.С., Мелихова С.М., Лисачук Л.Н. Химия в вопросах и ответах. Методические указания для самостоятельной работы студентов-иностранцев подготовительного факультета. –Х.: ХПИ, 1994.–24с.
7. Федорова Л.С., Мелихова С.М., Полницкая Н.К. Периодический закон. Строение атома. Химическая связь. Методические указания для самостоятельной подготовки к семинарским занятиям студентов-иностранцев подготовительного факультета по курсу «Химия».–Х.: ХПИ, 1987.–32с.

8. Шиманович И.Е., Павлович М.Л., Тикавый В.Ф., Машко П.М.: Общая химия в формулах, определениях, схемах. Справочное руководство /Под ред. В.Ф. Тикавого. – Мн.: изд-во «Университетское», 1987. – 501 с.
9. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до вузів –К., «А.С.К.», 2005. – 480 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
КАК ПОЛЬЗОВАТЬСЯ КНИГОЙ	5
ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	6
ТЕМА 2. РАСТВОРЫ	21
ТЕМА 3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	26
3.1. Классификация неорганических веществ	27
3.2. Определение, названия и классификация оксидов	28
3.3. Определение, названия и классификация оснований	32
3.4. Определение, названия и классификация кислот	35
3.5. Определение, названия и классификация солей	39
3.6. Химические свойства оксидов	43
3.7. Химические свойства оснований	45
3.8. Химические свойства кислот	48
3.9. Химические свойства солей	50
ТЕМА 4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА	52
ТЕМА 5. СТРОЕНИЕ АТОМА	59
5.1. Первые теории строения атома	60
5.2. Строение электронной оболочки атома	67
5.3. Электронные формулы атомов	77
5.4. Зависимость свойств элементов от строения их атомов	82
ТЕМА 6. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ	91

6.1. Типы химической связи -----	92
6.2. Валентность с точки зрения теории строения атома. Степень окисления -----	108
6.3. Окислительно-восстановительные реакции -----	118
ТЕМА 7. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ -----	122
7.1. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса -----	123
7.2. Диссоциация оснований, кислот и солей в водных растворах -----	128
7.3. Ионные реакции и уравнения -----	132
7.4. Ионное произведение воды. Водородный показатель -----	136
7.5. Гидролиз солей -----	139
ТЕМА 8. ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ -----	147
КАК ВЫПОЛНЯТЬ ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ -----	148
8.1. Основные понятия и законы химии -----	149
8.2. Растворы -----	170
8.3. Классы неорганических соединений -----	174
8.3.1. Оксиды -----	174
8.3.2. Основания -----	178
8.3.3. Кислоты -----	184
8.3.4. Соли -----	189
8.4. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева -----	192
8.5. Строение атома -----	197
8.6. Химическая связь -----	215
8.7. Электролитическая диссоциация -----	226
ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ -----	242
ПРИЛОЖЕНИЯ -----	246
ЛИТЕРАТУРА -----	258

Навчальне видання

Упорядники: ЛІСАЧУК Лідія Миколаївна
ФЕДОРОВА Лідія Семенівна
РАЛІТНА Інга Анатоліївна

ОСНОВИ ХІМІЇ. ЗАПИТАННЯ, ВІДПОВІДІ, ТЕСТИ

Навчальний посібник для студентів – іноземців
підготовчого факультету

Російською мовою

Роботу до видання рекомендував проф. А.І. Лобода

В авторській редакції

ОРИГІНАЛ – МАКЕТ ПІДГОТУВАЛА КОСМАЧОВА Т.С.

План 2009 р., поз. 33/____

Підписано до друку 2009. Формат 60х84 1/16. Папір офсетний.
Друк – ризографія. Гарнітура Таймс. Ум. друк. арк. 13,6. Обл.-вид. арк. .
Наклад 150 прим. Зам. № . Ціна договірна.

Видавничий центр НТУ «ХП». 61002, Україна, Харків, вул. Фрунзе, 21
Свідоцтво про державну реєстрацію ДК № 116 від 10.07.2000 р.

Друкарня НТУ «ХП» 61002, Харків, вул. Фрунзе, 21